المملكة العربية السعودية
المؤسسة العامة للتدريب التقني والمهني
الإدارة العامة لتصميم وتطوير المناهج





تخصص مختبرات كيميائية

الكيمياء العامة

110 كيم

طبعة ١٤٢٩ هـ

مقدمة

الحمد لله وحده، والصلاة والسلام على من لا نبي بعده، محمد وعلى آله وصحبه، وبعد:

تسعى المؤسسة العامة للتدريب التقني والمهني لتأهيل الكوادر الوطنية المدربة القادرة على شغل الوظائف التقنية والفنية والمهنية المتوفرة في سوق العمل، ويأتي هذا الاهتمام نتيجة للتوجهات السديدة من لدن قادة هذا الوطن التي تصب في مجملها نحو إيجاد وطن متكامل يعتمد ذاتياً على موارده وعلى قوة شبابه المسلح بالعلم والإيمان من أجل الاستمرار قدماً في دفع عجلة التقدم التنموي: لتصل بعون الله تعالى لمصاف الدول المتقدمة صناعياً.

وقد خطت الإدارة العامة لتصميم وتطوير المناهج خطوة إيجابية تتفق مع التجارب الدولية المتقدمة في بناء البرامج التدريبية، وفق أساليب علمية حديثة تحاكي متطلبات سوق العمل بكافة تخصصاته لتلبي متطلباته ، وقد تمثلت هذه الخطوة في مشروع إعداد المعايير المهنية الوطنية الذي يمثل الركيزة الأساسية في بناء البرامج التدريبية، إذ تعتمد المعايير في بنائها على تشكيل لجان تخصصية تمثل سوق العمل والمؤسسة العامة للتدريب التقني والمهني بحيث تتوافق الرؤية العلمية مع الواقع العملي الذي تفرضه متطلبات سوق العمل، لتخرج هذه اللجان في النهاية بنظرة متكاملة لبرنامج تدريبي أكثر التصاقاً بسوق العمل، وأكثر واقعية في تحقيق متطلباته الأساسية.

وتتناول هذه الحقيبة التدريبية " **الكيمياء العامة** " لمتدربي تخصص "**مختبرات كيميائية** " في الكليات التقنية موضوعات حيوية تتناول كيفية اكتساب المهارات اللازمة لهذا التخصص.

والإدارة العامة لتصميم وتطوير المناهج وهي تضع بين يديك هذه الحقيبة التدريبية تأمل من الله عز وجل أن تسهم بشكل مباشر في تأصيل المهارات الضرورية اللازمة، بأسلوب مبسط يخلو من التعقيد، وبالاستعانة بالتطبيقات والأشكال التي تدعم عملية اكتساب هذه المهارات.

والله نسأل أن يوفق القائمين على إعدادها والمستفيدين منها لما يحبه ويرضاه؛ إنه سميع مجيب الدعاء.

الإدارة العامة لتصميم وتطوير المناهج

تمهيد

الكيمياء هو العلم الأساسي الذي يصف تركيب المواد المختلفة وطرق تحليلها كميا و وصفيا وطرق تصنيعها في المختبر والمصنع والطبيعة. وباستخدام المعرفة الكيميائية يمكن تصنيع مواد جديدة لا توجد في الطبيعة قد يكون لها تطبيقات مفيدة. ويلزم الحفاظ على البيئة و تطبيق قواعد وممارسات تقوم في جوهرها على المعرفة الكيميائية. والواقع أن أغلب الصناعات تحتاج إلى المهارة الكيميائية، وبخاصة صناعات التعدين والبترول واللدائن والنسيج والحراريات والأغذية والمشروبات. كما تحتاج إلى هذه المهارة أيضا مرافق المياه والكهرباء والغاز و الصرف الصحي ومراكز التحليل الطبي والصيدلي والجنائي والجيولوجي. وللكيمياء لغتها الخاصة للتعبير عن تركيب المواد ولوصف نشاط المواد الكيميائي وسرعته، كذلك لها حسابها الخاص وهو يشبه كثيرا الحساب الرياضي. ومقرر الكيمياء الأساسية هو المدخل لإتقان المعرفة الكيميائية من خلال التعود على الرموز الكيميائية التي تصف تركيب المواد ومعرفة التركيب الدقيق لهذه المواد والذي يعكس نشاطها. كذلك يتدرب الطالب على وصف تفاعلات المواد المختلفة بمعادلات موزونة وحساب طاقة التفاعل. ومن خلال دراسة صور الروابط الكيميائية يستطيع الطالب توقع نشاط الجزيئات وطرق تفاعلاتها بناء على تركيبها الفراغي. ويدرس الطالب أيضا الاتزان الكيميائي وتفكك الإلكتروليتات مما يجعله قادراً على حساب حموضة أو قلوية الوسط حسب تركيبها الكيميائي. ويشمل الكتاب سبع وحدات، و ملاحق عديدة تحتوي على معلومات ضرورية لإتقان المعرفة الكيميائية وإجراءات القياس وجداول ثوابت المواد وقائمة مصطلحات مفيدة للمتدرب . وتشمل الحقيبة أيضا نماذج عديدة، إضافة إلى الأسئلة التي انتهت بها كل وحدة والأمثلة المحلولة. وأضيفت حلول أسئلة الوحدات والنماذج ليتسنى للمتدرب التأكد من الإجابة.

الكيمياء العامة

الحساب الكيميائي

الجدارة : القيام بالحسابات المطلوبة لوصف التفاعلات و الكيمياويات

الأهداف:

- أن يستخدم الطالب وحدات القياس السليمة و يستطيع تحويل الوحدات من النظام الدولي و النظم الأخرى.
- أن يكتب الطالب الصيغ الكيميائية الصحيحة للمواد الكيميائية و يستنتج الصيغ الوضعية و الجزيئية و البنائية و الفراغية.
- أن يكتب الطالب المعادلات الكيميائية و يذكر الشروط و الكميات المرافقة في المعادلات. كذلك يستنتج نوع التفاعل.
- أن يحسب التركيزات بالوحدات المناسبة و يحول طرق التعبير عن تركيز المواد.

الوقت المتوقع للدراسة : أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: لا يحتاج الطالب إلى متطلب سابق لدراسة هذه الوحدة.

الحساب الكيميائي Chemical Calculus

وحدات القياس:

للتعبير الكمي عن أي صفة أو خاصية فيزيائية أو كيميائية يلزم استخدام وحدة للقياس متفق عليها من الجميع وهناك نظام متفق على استخدامه يسمى بالنظام الدولي للوحدات ويطلق عليه اختصارا نظام SI. والوحدات الأساسية في النظام الدولي موجودة في الجدول (1-1).

جدول(1-1): الوحدات الأساسية في النظام الدولي للقياس.

الكميه	QUANTITY	الوحدة	رمز الوحدة	UNIT
الكتلة	Mass	كيلوجرام	kg	Kilogram
الطول	Length	متر	m	meter
الزمن	Time	ثانية	s	Second
كمية المادة	Amount of matter	مول	mol	mole
درجة الحرارة	Temperature	كلفن	K	Kelvin
شدة التيار الكهربي	Current intensity	أمبير	A	Ampere
شدة الاستضاءة(الوميض)	Luminescence intensity	قنديلة	cd	Candle

و بمعلومية الوحدات الأساسية يمكن اشتقاق الوحدات الأخرى المطلوبة . ويعرض الجدول (2-1) بعض الوحدات المشتقة المهمة.

جدول (2-1) : وحدات مشتقة من النظام الدولي.

الكمية	QUANTITY	الوحدة	رمز الوحده(الاشتقاق)	UNIT
الطاقة	Energy	جول	$J(kgm^2/s^2)$	Joule
الضغط	Pressure	باسكال	$Pa(kg/ms^2)$	Pascal
القوه	Force	نيوتن	$N(kgm/s^2)$	Newton
القدرة	Power	وات	W(J/s)	Watt
الجهد الكهربي	Potential	فولت	V(J/C)	Volt
الحجم	Volume	متر	m^3	-

وعادة ما تكون الكمية المقاسة صغيرة جدا أو كبيرة جدا بحيث لايكون من المناسب كتابة الوحدة الدولية وللتغلب على ذلك أشتقت مضاعفات للوحدة مشتقة جميعها من العدد عشرة وتضاف في مقدمة رمز الوحدة للدلالة على القيمة الجديدة.

1. مضاعفات الوحدات

Kilo(k) $= 10^3$
Miga(M) $=10^6$
Giga(G) $=10^9$
Tetra(T) $=10^{12}$

مثلاً: بدلاً عن القيمة 1000,000 m يكتب 1 Mm .

وبدلا عن القيمة 36,000,000,000 s يكتب 36 Gs.

2. أجزاء ا لوحدات

Milli (m) $=10^{-3}$
Micro (μ) $=10^{-6}$
Nano (n) $=10^{-9}$
Pico (p) $=10^{-12}$

مثلاً: بدلاً عن القيمة 0.00000021 g يكتب 0.21μg .

وهناك بعض المضاعفات والأجزاء لوحدة الطول خاصة مثل

Decimeter (dm) = 0.1m
Centimeter(cm) = 0.01m

كما و مازالت الوحدات المشتقة من النظام المعروف بالاختصار c.g.s شائعة الاستعمال. في هذا النظام يقاس الطول بوحدة cm والكتلة بوحدة g والزمن بوحدة s. ومن الوحدات المشتقة من هذا النظام، وحدة dyne للقوة و erg للطاقة والشغل . والجدول (3-1) يعرض بعض الوحدات الشائعة خارج النظام الدولي.

جدول (3-1): وحدات شائعة خارج النظام الدولي.

الكمية	QUANTITY	الوحدة	رمز الوحدة	UNIT
الضغط	Pressure	جوي تورش أو ملم زئبقي بار	atm mm Hg =torr bar	Atmosphere Millimeter Hg bar
الحجم	Volume	لتر	L	Liter

Celecius	^{o}C	درجه مئوية	Temperature	درجة الحرارة
Minute Hour day year	min h d y	دقيقة ساعة يوم سنة	Time	الزمن
-	g/cm^3	جرام/سم^3	Density	الكثافة
dyne	dyne	داين	Force	القوه
erg	erg	ارج	Energy	الطاقة

ومن التحويلات المفيدة بين النظام الدولي والنظم الأخرى:

لدرجة الحرارة $1K = 1^{o}C + 273.15$

للحجم $1L = 0.001\ m^3$

للضغط $1mm\ Hg = 1torr$

$1bar = 10^5\ p$

$1atm = 101.325kpa = 760\ torr = 760mm\ Hg$

للزمن $1year = 365.25\ d$

$1day = 24\ h$

$1h = 60\ min$

$1min = 60\ s$

للطاقة $1J = 10^7\ erg$

للقوة $1Newton = 10^5\ dyne$

بعض الكميات المهمة في الكيمياء :

1. الحجم :

هو المكان الذي تشغله المادة في الفراغ ووحدته الدولية(m)

الحجم = المساحة × الإرتفاع

و الوحدة الشائعة في الكيمياء هي اللتر وأجزائه، مثل المليلتر mL والميكرولتر μL . وإذا كان الشكل منتظم (كرة ،مكعب ،منشور،....) يمكن حساب حجمه من الأبعاد . كما يمكن استخدام طريقة إزاحة حجم من الماء بغمر الجسم غير المنتظم لتعيين حجمه .

2. الضغط:

هو القوه المؤثرة على وحدة المساحات، ووحدته الدولية باسكال(Pa)

الضغط = القوه ÷ المساحة

والوحدة الشائعة في الكيمياء هي الضغط الجوي (atm) لأهمية معرفة الحاجة للكبس أو التفريغ في المفاعل الكيميائي نسبة إلى الضغط الجوي العادي .

والضغط الجوي يكافئ ارتفاع عمود من الزئبق مساويا 76 cm ومساحة مقطعه $1\ cm^2$. كما يشيع استعمال المانومتر الزئبقي لقياس الضغط في الكيمياء، وهنا تكون وحدة mm Hg هي المباشرة.

3. الطاقة :

هي القدرة على بذل الشغل ووحدتها الدولية الجول (J) ، ويعرف الجول بأنه الشغل اللازم لنقل 1kg بتسارع (عجلة) مقدارها $1\ m/s^2$ لمسافة 1m.

الطاقة = القوة × المسافة

وبينما يُفَضل استخدام وحدة J في قياس الشغل الميكانيكي وغيره، فإن الطاقة الحرارية هي الأكثر شيوعا في الكيمياء، وعليه يَفَضل استخدام وحدة الطاقة الحرارية وهي السعر الحراري (الكالوري)

cal= calorie. حيث: 1cal = 4.184 J

الصيغ الكيميائية Chemical Formulas :

هي طريقه رمزية للتعبير عن تركيب المواد الكيميائية بحيث يصبح الفهم والتعامل أفضل، مثل استخدام الأعداد عوضا عن كتابتها لغويا. وتصبح هذه الصيغ ضرورة عند كتابة المعادلات المعبرة عن التفاعلات الكيميائية . وبالطبع أفضل الصيغ هي التي تصف التركيب الفراغي للمادة وكيفية ترابط الذرات المكونة للمادة وتسمى هذه بالصيغة التركيبة أو البنائية Structural Formula ، وللوصول إلى هذه الصيغة لابد أولا من معرفة نسب ذرات العناصر المكونة للمادة، و وزن الجزيء الجرامي mole من المادة، والخواص الكيميائية التي تساعد على إدراك المجموعات الفّعالة (الذرات المكونة للروابط) .

1. **الصيغة الوضعية** Empirical formula :

هي أول الصيغة وأبسطها للوصف الكمي للمادة. بعد التعرف على العناصر المكونة للمادة، يتم تقدير النسب المئوية للمكونات. بالقسمة على 100 يمكن الحصول على نسب الأوزان المكونة لجزيء واحد من المادة. و بالقسمة مرة ثانية لكل مكون على وزنه الذري يمكن الحصول على نسبة أعداد الذرات المكونة للجزيء . أخيرا نقسم النسب على أصغرها فنحصل على صورة مبسطة للصيغة الو ضعية.

مثال :حُلِلت عينة من الماء النقي فُوجِدت النسب الآتية للمكونين، الأكسجين و الهيدروجين:

,11.1% H , 88.9% O

أوجد الصيغة الوضعية للماء؟.

الحل : - نحول النسب المئوية إلى جزيء واحد بالقسمة على 100:

ماء 1.00 = 0.111 H + 0.889

- نقسم كل مكون على عدده الذري

0.111/1 : 0.889/16

0.111 : 0.0556

- نقسم النسبتين على الأصغر منهما

0.111/0.0556 : 0.0556/0.0566

1.996 : 1

2:1

أي أن الصيغة هي 2 هيدروجين إلى 1 أكسجين. ويمكن التعبير عن ذلك بالصيغة الوضعية H_2O، حيث يكتب خلف رمز العنصر عدد الذرات (تسمى لاحقة سفلية Subscript).

2. الصيغة الجزيئية Molecular formula :

يلي معرفة الصيغة الوضعية محاولة الوصول إلى العدد الحقيقي من كل ذرة عنصر مكون للجزيء. لاحظ أن الصيغة الوضعية ليست أكثر من نسب أعداد الذرات المكونة للجزيء. مثلا قد يكون جزيء الأكسجين H_2O أو H_4O_2 أو H_8O_4 وهكذا . لاحظ أن النسبة $HO_{1/2}$ أو $H_{2/3}O_{1/3}$ غير مقبولة، لأنه لا يوجد كسر من الذرة بل عدد صحيح . يتم الوصول إلى الصيغة الجزيئية بتقدير الوزن الجزيئي بطريقة مناسبة، مثل مطياف الكتلة mass spectrograph، أو من الخواص الجامعة colligative properties. وهكذا من محصلة نسب ذرات العناصر والوزن الذري للجزيء يمكن التوصل إلى الصيغة الصحيحة للجزيء.

مثال : قدر الوزن الجزيئي للماء بمقدار 18.003g، والصيغة الوضعية للماء هي H_2O . أكتب الصيغة الجزيئية للماء . وزن الماء = وزن الذرات المكونة للماء

$$2H + O = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$$

إذا الصيغة الوضعية للماء H_2O هي أيضا الصيغة الجزيئية (18.003 = 18).

نفرض أن الصيغة الوضعية للماء هي H_4O_2

وزن الماء حسب الصيغة الوضعية = 4H + 2 O

$$4 + 2 \times 16 = 32$$

العدد الناتج هو ضعف الوزن الجزيئي وهكذا يجب أن يقسم عدد الذرات على 2 للحصول على الصيغة الجزيئية الصحيحة: $H_{4/2}O_{2/2} = H_2O$

3. الصيغة التركيبية Structural formula :

لا يكفي عادة وخاصة في الكيمياء العضوية معرفة الصيغة الجزيئية لتحديد دقيق للمادة، بل يلزم معرفة كيفية ارتباط الذرات في الجزيء . ولا توجد طريقة وحيدة لذلك، و يحتاج الكيميائي لمهارة عالية وخاصة في الجزيئات الكبيرة المحتوية على عناصر عديدة، مثل الجزيئات البيولوجية (الحيوية) لتحديد الشكل التركيبي للجزيء . ويعتمد في ذلك على الخواص الكيميائية للمجموعات الفعالة في الجزئ،وكذلك بعض الخواص الفيزيائية مثل النشاط الضوئي وامتصاص الضوء والمغناطيسية وغيرها.

مثال1 : ما هي الصيغة التركيبية للجزيء C_2H_6O ؟

الحل : هناك جزيئان يمكن أن يكون لهما نفس الصيغة الجزيئية C_2H_6O، وهما اثير ثنائي الميثيل CH_3OCH_3 والكحول الإيثيلي (الإيثانول) CH_3CH_2OH. ومن الواضح التباين الكبير في السلوك الكيميائي. الصيغ المذكورة للمواد السابقة هي أبسطها . ويمكن زيادة الإيضاح بكتابة المواد السابقة ببيان التفصيل كما يلي :

```
  H  H              H         H
  |  |              |         |
H-C--C--O-H      H--C--O--C--H
  |  |              |         |
  H  H              H         H
```

وأخيرا فمن الممكن إعطاء الصيغة التركيبية الفراغية والتي تصف بدقة الشكل الفراغي والزاوية الحقيقية بين الروابط.

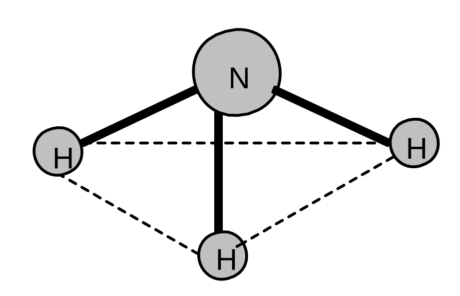
مثال2: أعطى الصيغة التركيبية و الجزيئية والوضعية لجزيء الامونيا.

الحل : الصيغة الوضعية: NH_3 ، و الصيغة الجزيئية: NH_3

و الصيغة التركيبية:

```
    ••
H — N — H
    |
    H
```

الصيغة الفراغية : شكل هرم ثلاثي الأوجه و الزاوية المجسمة 107^o.



مثال 3: أوجد الصيغ الوضعية والجزيئية لحمض الأكساليك المحتوي على جزيئين من الماء.

الحل : الصيغة الوضعية: $C_2H_6O_6$ ، و الصيغة الجزيئية $C_2H_2O_4.2H_2O$

أنواع المركبات الكيميائية Type of chemical compounds :

بينما لا تتعدى العناصر الموجودة في الطبيعة المائة، فإن الكيماويات الناتجة عن اتحاد العناصر مع بعضها البعض تعد بالملايين . ويمكن تقسيم المركبات الكيميائية إلى صنفين: الأول هو المركبات العضوية والثاني هو المركبات غير العضوية. والصنف الأول يحتوي على الكربون المرتبط بأربعة روابط مع ذات عناصر أخرى أو مع ذرات كربون أخرى، أما الصنف الثاني فيشمل باقي المركبات الموجودة على الأرض، وأهمها الأكاسيد والأملاح والسيليكات وغيرها من الصخور، بالإضافة إلى الماء و الغازات المختلفة. و يفضل أحيانا تقسيم المركبات الكيميائية حسب الروابط الكيميائية التي تربط الذرات . وعليه فهناك المركبات الأيونية Ionic compounds، وأهمها الأملاح و الزجاجيات والسيراميك (تتكون من أيونات مرتبطة معا بقوة كهروستاتيكية أساسا). وهناك المركبات القطبية polar compounds مثل المذيبات القطبية (الماء و الكحوليات و سيانيد الميثيل والأسيتون وغيرها) وهي القادرة على إذابة المركبات الأيونية غالبا . وأخيرا المركبات غير القطبية non-polar compounds مثل الهيدروكربونات (الميثان والإيثان والبنزين وغيرها) .

ولعل من أهم التقسيمات أيضا تقسيم المركبات إلى إلكتروليتات electrolytes ولا إلكتروليتات non-electrolytes . وكما سيدرس تفصيلا في الوحدات التالية فإن الإلكتروليت هو مادة كيميائية تستطيع توصيل التيار الكهربي إذا أذيبت في مذيب أو أمكن صهرها. ويعود السبب في التوصيل الكهربي إلى وجود المادة الإلكتروليتية، إما في صورة أيونات أو انطلاق الأيونات عند الإذابة. ومن الإلكتروليتات : الأملاح والأحماض والقلويات والقواعد العضوية وغيرها. وتعتبر الجزيئات العملاقة macromolecules و البلمرات polymers قسما مستقلا من المركبات الكيميائية، سواء كانت عضوية أو غير عضوية . وبجانب ضخامة الوزن الجزيئي لهذه المركبات فإنه غير محدد ، كما في المركبات

البسيطة مثل الماء و الأمونيا. وبينما يمكن اعتبار البروتين و النشاء والسليلوز والصوف والحرير جزيئات عملاقة، والبولي اثيلين (الأكياس الشفافة) والبولي ازوبروبلين (مطاط صناعي) بلمرات عضوية، فإن الزجاج هو بلمر غير العضوي (يتكون أساسا من أكاسيد السليكون وبعض القلويات والقلويات الأرضية).

المعادلات الكيميائية Chemical equations :

المعادلة الكيميائية هي تعبير كيفي وكمي عن التغير (التفاعل)الكيميائي. وتدل كلمة معادلة على خضوع هذا التغير الكيميائي لقواعد الجبر. وهكذا فإن الرمز الكيميائي في المعادلة يكافئ رمز المتغير في المعادلة الجبرية، من حيث معاملته بالعمليات الرياضية، مثل الضرب والقسمة والجمع والطرح. ويطلق على المعادلة المحققة للشروط الرياضية بالمعادلة الموزونة balanced equation.

مثال 1: عبر بمعادلة موزونة عن تكوين الماء من غازي الهيدروجين والأكسجين.

الحل :

1. إيجاد رموز المواد الداخلة والناتجة من التفاعل
2. جمع أعداد المواد الداخلة في التفاعل ووضعها إلى يسار سهم يشير رأسه إلى جهة اليمين وهي مكان المواد الناتجة مجموعة مع بعضها .
3. وزن المعادلة بحيث يكون عدد ذرات العناصر على اليسار مساويا للعدد على اليمين أو يكون مساويا إحدى الطرفين مساويا للصفر.

التطبيق على تكوين الماء:

1- رموز الكيماويات الداخلية والناتجة هي H_2 , O_2 , H_2O

2- كتابة المعادلة $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

3- وزن المعادلة $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$

ويمكن أيضا أن يكون $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

لاحظ أن المعادلة الثانية هي الأولى بعد ضرب طرفي المعادلة في 2. إذا كان المطلوب معادلة تكوين جزيء واحد من الماء تصبح المعادلة الأولى هي الأنسب . أما إذا كان المطلوب كتابة معادلة استهلاك جزيء واحد من الأكسجين لتكوين الماء فتكون المعادلة الصحيحة هي الثانية. ويعد وزن المعادلات الكيميائية حجر الزاوية في الحساب الكيميائي ويجب إجادته من خلال التدريب، ولا يوجد طريقة وحيدة مناسبة لوزن المعادلة، بل يعتمد ذلك على المطلوب ونوع التفاعل وأخيرا خبرة ومهارة الدارس.

ولإثراء المعادلة الكيميائية يضاف أحيانا بعض المعلومات التي يمكن الاستفادة منها عند الحساب الكيميائي ومن أهمها : - حالات المواد الداخلية فى التفاعل (غاز، سائل، مذاب فى الماء، صلب، نوع التبلر إن وجد وهكذا). وتكتب عادة كلاحقة سفلية لصيغة الجزيء أو الذرة وتكون بين قوسين مستديرين .

مثال 1: $H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(\ell)}$

حيث g تعنى غاز gas و ℓ سائل liquid.

مثال 2: $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

حيث graphite هي الجرافيت (إحدى صور الكربون الصلب) .

كثير من التفاعلات يمكين تسريعها بالحرارة أو إضافة مادة حافزة ويمكن التعبير عن ذلك بالرمز المناسب فوق السهم (أو تحته).

مثال 3: عند تكوين الامونيا يسرع التفاعل بالحرارة (Δ) ويستخدم الحديد كحافز ، عبر عن ذلك .

الحل :

$$N_2 + 3H_2 \underset{Fe}{\overset{\Delta}{\rightleftharpoons}} 2NH_3$$

مثال 4: يتم تكسير جزيء الكلور للحصول على ذرات الكلور باستخدام الضوء . عبر عن ذلك .

الحل:

$$Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2Cl$$

الرمز Δ يعني تسخين(حرارة) والرمز $h\nu$ يعني ضوء .

اتجاه التفاعل:

هناك نوعان ريئسيان من التفاعلات، وهما: التفاعل غير العكسي irreversible والتفاعل العكسي reversible ، والنوع الأول يعبر عنه بسهم يشير إلى ناحية النواتج (اليمين)، بينما يعبر عن التفاعل العكسي بسهمين متوازيين يشيران إلى اليمين واليسار ،مما يعني إمكانية تحول كلا من النواتج والمواد المتفاعلة إلى بعضهم البعض (كما في حالة تكوين الامونيا).

حرارة التفاعل:

عند الحساب الكيميائي قد يحتاج الأمر إلى ذكر حرارة التفاعل (أو أي دالة أو كمية أخرى مثل الطاقة الحرة أو الإنثالبي). عادة يذكر ذلك في أقصى اليمين بعد النواتج ويمكن أن يعتبر كناتج باستخدام الإشارة (+) . يعامل هذا المقدار أيضا حسب القواعد الرياضية.

مثال : معادلة تكوين الماء عند درجة حرارة 25 مئوية:

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad -57.8 \text{ kcal mol}^{-1}$$

المقدار -57.8 kcal mol^{-1} هو كمية الحرارة المنطلقة عند تكوين جزيء واحد من الماء الغازي عند 25^oC (1الإشارةالسالبة تدل على أن التفاعل طارد للحرارة). ويمكن كتابة المعادلة السابقة أيضا إذا احتاج الحساب كما يلي :

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} + -57.8 \text{ kcal mol}^{-1} \rightarrow H_2O_{(g)}$$

التفاعلات النووية: في هذه التفاعلات يكون المهم هو النواة وما تحتويه من بروتونات ونيترونات. ولما كان اللاحقتان الخلفيتان السفلية والعلوية محجوزتين لبيان عدد الذرات والشحنة، على التوالي، فإن الحاجة قد دعت إلى كتابة رقم الكتلة (عدد البروتونات + عدد النيوترونات) كلاحقة أمامية علوية والعدد الذري (عدد البروتونات) كلاحقة أمامية سفلية لرمز الذرة.

مثال : يتحول النتروجين إلى أكسجين عند قذفه بجسيمات ألفا (He) وفق المعادلة الآتية:

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H$$

أنواع التفاعلات :

لتسهيل دراسة التفاعلات الكيميائية يمكن تقسيمها إلى أنواع حسب النواتج والمواد الداخلة ومن الأنواع الهامة:

أ. **التعادل**Neutralization:

هذا تفاعل بين حمض وقاعدة وينتج الملح المقابل، وقد ينتج أيضا ماء وغالبا تنطلق حرارة تسمى حرارة التعادل .

مثال 1 : تعادل حمض الكلور (الهيدروكلور يك) HCl مع هيدرو كسيد الصوديوم NaOH

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O + \Delta$$

مثال 2 : تعادل كلوريد الهيدروجين مع الأمونيا يمكن أيضا اعتباره من هذه النوعية .

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl + \Delta$$

ب. **الأكسدة والاختزال** Redox reactions:

في هذه النوعية من التفاعلات يتم انتقال إلكترون أو أكثر من المادة المؤكسدة إلى المادة المختزلة. يمكن اعتبار التفاعل محصلة تفاعلين أحدهما تفاعل الأكسدة والآخر تفاعل الاختزال .

مثال1 : اختزال اليود بالثيوكبريتات:

$$I_2 + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow 2 I^- + S_4O_6^{2-}$$

التفاعل محصلة التفاعلين :

$$I_2 + 2e \rightarrow 2I^-$$

$$2S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2e$$

مثال 2: إذابة الصوديوم في حمض الكلور :

$$Na + HCl \rightarrow NaCl + \frac{1}{2} H_2$$

التفاعل مجموع التفاعلين

$$H^+ + e \rightarrow \frac{1}{2} H_2$$
$$Na \rightarrow Na^+ + e$$

ج. **الاحتراق** Combustion:

تفاعل الاحتراق هو إضافة الأكسجين أو مكافئ له إلى مادة تسمى الوقود لتكوين الأكاسيد المقابلة وإطلاق كمية من الحرارة .

مثال 1: احتراق الميثان حسب المعادلة:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} + \Delta$$

مثال 2: احتراق الصوديوم حسب المعادلة:

$$2Na + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow Na_2O + \Delta$$

د. **الانحلال** Decomposition:

هو تفكك جزيء من المادة إلى جزئيات أبسط ويمكن اعتبار تفاعلات نزع الماء أو الأمونيا أو ثاني أكسيد الكربون منها .

مثال 1: انحلال ملح ثنائي اوزونيوم البنزين بالحرارة

$$C_6H_5N{=}NCl \xrightarrow{\Delta} C_6H_5Cl + N_2$$

مثال 2: انحلال أكسيد الإثيلين بالحرارة

$$(CH_2)_2O + \Delta \rightarrow CH_4 + CO$$

ه. **تكوين المركبات من عناصرها:**

أحيانا تتكون المركبات من عناصرها وهي أبسط صور التكوين و خاصة للجزيئات البسيطة . وتساعد هذه التفاعلات على حساب طاقة تكوين المركب مباشرة .

مثال 1: تكوين كلوريد الهيدروجين

$$H_2 + Cl_2 + h\nu \rightarrow 2HCl$$

مثال 2: تكوين ملح الطعام

$$Na + Cl \rightarrow NaCl$$

مثال 3: لا يمكن تكوين الميثان عمليا حسب المعادلة الآتية :

$$C + 2H_2 \rightarrow CH_4$$

و بينما لا يمكن تكوين أغلب المواد العضوية مباشرة من عناصرها، فإن النبات يمكنه تصنيع كثير من المواد العضوية من ثاني أكسيد الكربون والماء بواسطة الكلوروفيل وفي وجود الضوء .

و. التبادل المزدوج والترسيب :

تنشأ كثير من الرواسب من تفاعلات التبادل الأيوني المزدوج للأملاح. والراسب هو غالبا ملح (أو قاعدة أو حمض) شحيح الذوبان في الماء. وهذه التفاعلات مهمة في الكيمياء التحليلة، وفي بعض التطبيقات، مثل تنقية المياه وتنقية المواد عموما. ويتكون الراسب عادة عند مزج المحاليل المناسبة .

مثال 1: ترسيب حمض البنزويك من بنزوات الصوديوم

$$C_7H_5O_2Na + HCl \rightarrow C_7H_6O_2 + NaCl$$

ما يحدث هو تبادل الأيونات :

$$(C_7H_5O_2)^-Na^+ + H^+ + Cl^- \rightarrow C_7H_6O + Na^+ + Cl^-$$

لاحظ أن أيوني الصوديوم و الكلوريد دخلا وخرجا من التفاعل. يمكن كتابة التفاعل السابق بطريقة أكثر مباشرة كما يلي:

$$(C_7H_5O_2)^- + H^+ \rightarrow C_7H_6O$$

نستفيد من المعادلة السابقة أن المطلوب للحصول على حمض البنزويك هو إحدى أملاح الحمض الذائبة في الماء وحمض مناسب.

مثال 2: ترسيب كلوريد الفضة

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$$

يلزم فقط ملح يحتوي على الكلوريد وملح يحتوي على أيون الفضة (كلا الملحين يجب أن يكون قابل للذوبان في الماء).

ز. تكوين المتراكبات Complex formation:

تكوين المتراكبات هي من مميزات بعض المواد الكيميائية التي لم تصل بعد إلى الحد الأقصى من التشبع الإلكتروني على الرغم من كونها قد أنهت التفاعل الأولي. ويتم في تكوين المتراكبات انتقال كلي أو جزئي للإلكترونات بين المعطى ويسمى عامل تكوين متراكبات Complexing agent، و المستقبل وهو مكون المتراكب Complex forming ، وتعد أيونات العناصر الانتقالية من أشهر الأيونات المكونة للمتراكبات. كما تعد أيونات السيانيد، CN^-، والفلوريد F^-، و الامونيا NH_3، وحتى الماء

H_2O، و غاز CO، وكثير من المواد العضوية من عوامل تكوين المتراكبات وقد تسمى أحيانا بالمواد المخلبية Ligands .

مثال 1: تكوين متراكب كبريتات رباعي أمين النحاسيك $Cu(NH_3)_4SO_4$

$$CuSO_4 + 4NH_3 \rightarrow Cu(NH_3)_4SO_4$$

مثال 2: تكوين أيون سداسي سيانيد الحديديك $(Fe(CN)_6)^{3-}$

$$Fe^{3+} + 6CN^- \rightarrow (Fe(CN)_6)^{3-}$$

تفاعلات خاصة بالعضوية :

هناك أنواع متخصصة شائعة في الكيمياء العضوية ومنها تفاعلات الاستبدال Substitution و الإضافة Addition و البلمرة Polymerization و إعادة الترتيب Rearrangemen t والاستره Esterification ونزع الماء Dehydration ونزع الهيدروجين Dehydrogenation ونزع ثاني أكسيد الكربون Decarboxylation وغيرها كثير يفضل دراستها في مقرر الكيمياء العضوية في السياق .

التعبير عن كمية المواد الكيميائية :

للتعبير عن كمية مادة كيميائية في تفاعل ما يلزم معرفة الحالة الفيزيائية العامة للتفاعل وهي إما الحالة الغازية (تفاعل يتم بين غازات وتنتج غازات) أوالحالة السائلة (تفاعل يتم بين مواد ذائبة في المحلول). إذا تواجدت مواد صلبة غير ذائبة في الحالتين السابقتين فإن سطحها فقط هو الذي يمكن أن يشارك في التفاعل ويمكن افتراض ثباته خلال التفاعل وبالتالي عدم الالتفاف إليه عند الحساب.

1. التفاعل الغازي Gaseous reaction:

يعبر عن كميات المواد المتفاعلة بالضغوط الجزئية لها .وعموما فإن أي عدد من الغازات وبأي نسبه تعد محلولا. والضغط الجزئي للغاز المتفاعل يعطى من قانون دالتون :

$$P_i = (n_i/\sum n_i) P_t$$

حيث P_i الضغط الجزئي للغاز، n_i هو عدد جزيئات الغاز i و $\sum n_i$ هو مجموع جزيئات جميع الغازات الموجودة في التفاعل .

2. تفاعل المحلول Solution reaction:

يتكون المحلول من مادتين أو أكثر في حالة امتزاج (للسوائل) أو ذوبان تام (إذا تواجدت مواد صلبة) . ويطلق عادة على المادة السائلة (وهي غالبا أكثر في الكمية) اسم المذيب solvent، بينما المادة أو المواد الذائبة اسم المذاب solute. وغالبا ما يكون المذاب هو المادة المتفاعلة ولذلك يعبر عن كميتها بالتركيز concentration. وهناك صور عديدة تستخدم حسب الحاجة للتعبير عن تركيز مادة. عموما هناك طريقتان : وزن المادة إلى وزن المذيب أو وزن المادة في حجم معين من المحلول . والطريقة الثانية أسهل

وأكثر شيوعا في الكيمياء ولكن الطريقة الأولى يجب استخدامها إذا درس التفاعل عند درجات حرارة مختلفة وذلك لأن الحجم (وبالتالي التركيز) يتغير عندئذ . ويلخص الجدول (4-1) أهم وحدات التركيز الشائعة في الكيمياء :

نفرض أن المذيب هو A والمذاب B والأخير هو المطلوب التعبير عن تركيزه بالطرق المختلفة .

- **النسبة المئوية للوزن:** $W_B\% = 100\times W_B/(W_A+W_B)$

حيث W_B وزن B و W_A وزن A .

النسبة المئوية (وزن /حجم)٪ $W/V = W_B$ الموجودة في 100 مليلتر من المحلول

المولالية m:

$$m = 1000 \times W_B/ W_A M_{w,B}$$

حيث $M_{w,B}$ هي الوزن الجزيئي للمادة B .

المولارية M:

$$M = 1000 \times W_B/V M_{w,B}$$

حيث V هو الحجم بوحدة ml .

العيارية N:

$$N = 1000 \times W_B/V E_{w,B}$$

حيث $E_{w,B}$ هو الوزن المكافئ للمادة.

كسر الجزئ:

$$X_B = (W_B/M_{w,B})/ \{(W_B/M_{w,B})+ (W_A/M_{w,A})\}$$

حيث $M_{w,A}$ هو الوزن الجزيئي للمادة A.

جدول (4-1): وحدات التركيز الشائعة في الكيمياء.

Unit	Symbol	Concentration	التركيز
g/g	W%	Weight percent	النسبة المئوية للوزن
$g/100cm^3$	W/V%	Weight volume percent	النسبة المئوية (وزن/حجم)
Mol/L	M	Molarity	المولارية

المولالية	molality	m	Mol/kg
العيارية	Normality	N	g-equivalent/L
كسر الجزئ	Mol fraction	X	-

و من العلاقات المفيدة للتحضير من المحاليل المركزة:

$N = 10 \times percent \times density / E_{w,B}$

$M = 10 \times percent \times density / M_{w,B}$

مثال : احسب النسبة المئوية للوزن والنسبة المئوية (وزن/حجم) و المولارية و العيارية و المولالية وكسر الجزيء لحمض الكبريت (الكبريتيك) تركيز 80%. علما بإن كثافة هذا الحمض $1.721\ g\ cm^3$.

الحل : النسبة المئوية للوزن = 80% حمض كبريت.

من تعرف الكثافة :

$100\ cm^3 \rightarrow 172.1g$ (حمض + ماء)

$100\ cm^3 \rightarrow 0.8 \times 172.1g$ (حمض فقط)

النسبة المئوية (وزن /حجم) = $0.8\times172.1/100 = 137.7\%$

المولارية

$M = (1000\times0.8\times172.1)/98\times100 = 14.05\ \ mol\ L^{-1}$

حيث إن الوزن الجزيئي لحمض الكبريت: $H_2SO_4 = 2 + 32 + 4\times16 = 98$

العيارية

$N = 1000\times0.8\times172.21)/49\times100 = 7.02\ \ g\ equivalent\ L^{-1}$

حيث إن حمض الكبريتيك له وزن مكافئ يساوي نصف الوزن الجزيئي .

المولالية

$m = (1000\times0.8\times172.1)/(172.1\times0.2\times98) = 40\ \ mol\ kg^{-1}$

امتحان ذاتي

1. عبر عن المقادير الآتيه بأقرب وحدة مناسبة :
   ا- 0.32000 g   ب- 0.000072 s   ج- 36000 m
   د- 6000000 bytes   هـ- 0.000000003 kg   و- 70300 m
2. احسب عدد الجولات المقابلة لأربعة سعرات(4 cal).
3. اكتب الصيغة الوضعية للمركب الذي يحتوي على 58.5%C و 7.3%H والباقي نتروجين
4. اكتب الصيغة الوضعية للمركب المحتوي على 35.8%C و 4.5%H والباقي أكسجين . أظهرت التجارب أنه أنيون . هل يمكن كتابة صيغته التركيبية ؟.
5. وجد من تحليل العناصر أن نسبة ذرات الكربون إلى الهيدروجين في مركب هيدروكربون هي 1:2 على الترتيب . عين الوزن الجزيئي ووجد مساويا 28 . هل يمكن كتابة الصيغة الجزيئية والصيغة التركيبية لهذا الهيدروكربون ؟
6. ما هي درجة الحرارة المطلقة عند درجه الحرارة 25oC.
7. اكتب معادله كيميائية معبرة عن تكوين الميثان من عناصره .
8. يمكن حل الأمونيا على حافز مثل المولبيدنيوم (Mo) إلى عنصري الهيدوجين والنيتروجين ونحتاج أيضا للحرارة وتكون المواد الداخلة والخارجة من التفاعل في الحالة الغازية .
9. اكتب معادلة موزونة تعبر عن تعادل حمض الخل مع هيدروكسيد البوتاسيوم .
10. احسب مولارية محلول من كلوريد الصوديوم تم تحضيره بإذابة 10.5g من كلوريد الصوديوم في 80 ml من الماء .
11. ما هي عيارية محلول من حمض الكبريت (H2SO4) نسبة الحمض فيه 20% ،علما بإن كثافة المحلول 1.213 gcm-3.
12. احسب الكسر الجزيئي لمحلول من هيدروكسيد الصوديوم يحتوي على قلوي 40%.
13. احسب مولالية محلول من نترات الصوديوم تم تحضيره بإضافة 30.7g من الملح إلى 120g من الماء .

إجابة الامتحان الذاتي

1- الوحدات المناسبة كما يلي:

أ) 320.00 mg ب) 72μs ج) 36 km

د) 6 Mbyte هـ) 3 ng و) 70.3 km

2- من المعلوم أن cal = 4.184J

وعليه فإن 4 كلوري تساوى 4×4.184 =16.736 جول

3- المتوصل إلى الصيغة الوضعية للمركب نجمع النسبتين المئوية للكربون و الهيدوجين ونطرح من 100لنحصل على النسبة المئوية للنيتروجين

N % = 100 – (58.5 +7.3) = 34.2 %

ٌتحول النسب المئوية إلى الوحدة

0.585 C : 0.073 H : 0.342 N

ُيقسم على الوزن الذري لكل عنصر فنحصل على

0.0487 C : 0.073 H : 0.0244 N

ٌيقسم على أصغر النسب

1.99 C : 2.99 H : 1 N

وعليه تكون الصيغة الوضعية: C_2H_3N

4- للتوصل على الصيغة الوضعية للمركب نجمع النسبتين المئويتين للكربون والهيدروجين ثم نطرح من 100للحصول على النسبة المئوية للأكسجين

O% = 100 – (35.8 + 4.5) = 48 %

نحول إلى الوحدة : 0.358 C : 0.045 H : 0.48 O

نقسم على الوزن الذري فنحصل على

0.029 C : 0.045 H : 0.029 O

نقسم على أصغر النسب فنحصل على : 1 C : 1.5 H: 1 O

هذا الأيون $C_2H_3O_2$ وأقرب أيون للصيغة هو أيون الخلات CH_3 COO

5- الصيغة المعطاة هي CH_2

وحيث إن الوزن الجزيئي يساوى 28 فيجب أن تكون الصيغة الجزيئية هي ضعف الصيغة الوضعية ، بمعنى أن $C_2H_4 = 2(CH_2)$ هي الصيغة الجزيئية . وبمحاولة الوصول للصيغة التركيبة يمكن التوصل إلى الصيغة التركيبة: $CH_2=CH_2$ و هي صيغة الايثلين.

6- درجة الحرارة المطلقة المقابلة لدرجة الحرارة المئوية 25درجة هي

$T\ K = 25 + 273 = 298\ K$

7- معادلة تكوين الميثان من عناصره

$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}$

8- المعادلة المعبرة عن تكوين الأمونيا :

$2\ NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$

9- معادلة تعادل حمض الخليك مع هيدروكسيد البوتاسيوم

$CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$

10- المولارية تحسب وفق المعادلة

$M = 1000 \times W_B / V \times M_{w,B}$

حيث W_B و $M_{w,B}$ هما وزنا المادة المذابة ووزنها الجزيئي، وهي كلوريد الصوديوم في حالتنا :

$M = 1000 \times 10.5 / 80 \times 58.5 = 2.24\ mol/l$

11- من العلاقات المفيدة يمكن حساب العيارية لحمض الكبريت والذي يحتوى على أيوني هيدروجين بدولين:

$N = 10 \times P \times d / E_w$

حيث P هي النسبة المئوية الوزنية للحمض و d الكثافة و E_w الوزن المكافئ.

$N = 10 \times 20 \times 1.213 / 49$
$= 5.02$ equivalent /L

12- حسب التعريف

$X_B = (W_B / W_{W,B}) / \{(W_B / W_{W,B}) + (W_A / W_{W,A})\}$

حيث هو A المذيب (الماء) و B هي المذاب وهي هيدروكسيد الصوديوم في حالتنا. الوزن الجزيئي $W_{W,B}$ يساوى 40، والوزن الجزيئي $W_{W,A}$ يساوى 18. وهكذا يمكن أن نفترض أن الوزن هو100جرام منها 20جرام هيدروكسيد الصوديوم والباقي 80 جرام ماء .

$X_B = (20/40) / \{(20/40) + (80/18)\} = 0.10$

13- حسب التعريف المولالية m تُعطى بالعلاقة

$m = 1000\ W_B / W_A\ M_{W,B}$

حيث A هو المذيب و B هو المذاب وهى نترات الصوديوم مع حالتنا. بالتعويض المباشر

$m = 1000 \times 30.7 / 120 \times 85 = 4.41\ mol\ kg^{-1}$

حيث الوزن الجزيئي لنترات الصوديوم $NaNO_3$ يساوي 85 .

الكيمياء العامة

التركيب الذري

التركيب الذري

2

الجدارة: استخلاص الخواص الكيميائية للعناصر من ترتيب الإلكترونات في الذرة.

الأهداف :

- أن يحسب الطالب الطول الموجي و الطاقة اللازمة لإثارة الإلكترونات في ذرة الهيدروجين.
- أن يحسب الطالب الطول الموجي للضوء بدلالة التردد و سرعة الضوء.
- أن يتعرف الطالب على مكونات الذرة الأساسية.
- أن يرتب الطالب الإلكترونات في ذرات العناصر و الأسس المتبعة و الاستثناءات.
- أن يحدد الطالب أشكال المدارات و مغناطيسية ذرة العنصر.
- أن يحدد الطالب أكثر الحالات ثباتا للعناصر الكيميائية.
- أن يتوصل الطالب إلى استنتج أرقام الكم لكل إلكترون في الذرة.

الوقت المتوقع للدراسة: أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الدراسة: دراسة الحساب الكيميائي في الوحدة الأولى.

التركيب الذري

ملخص بدايات علم الكيمياء:

- **قانون لافوازيه** Antoine Lavoisier **أو قانون حفظ المادة :**

من حرق القصدير عام 1774م، والوزن قبل وبعد الحرق، استنتج العالم أن المادة لا تفنى ولا تستحدث وإنما تتحول من شكل إلى آخر.

- **قانون النسب الثابتة للعالم جوزيف بروست** Joseph Proust :

يحتوي أي مركب كيميائي نقي دائماً على عناصره المكونة له بنسب وزنية ثابتة مهما اختلفت طرق تحضيره.

- **النظرية الذرية لدالتون** John Dalton :
  - تتكون المادة من جسيمات دقيقة غير قابلة للتجزئة وتسمى ذرات.
  - ذرات العنصر الواحد تتماثل في جميع الصفات ولكنها تختلف عن ذرات العناصر الأخرى.
  - يمكن لذرات العناصر المختلفة أن تتحد كيميائياً مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونةً المركبات.

- **قانون النسب المتضاعفة لجوزيف بروست :**

إذا اتحد عنصران وتكون عدة مركبات كيميائية فإن نسبة كتلة العنصر الأول في جميع المركبات المتكونة إلى كتلة العنصر الآخر هي نسبة عددية بسيطة.

مثل الماء وفوق أكسيد الهيدروجين فإن نسبة الأكسجين في الماء إلى فوق أكسيد الهيدروجين هي 1 : 2

- **قانون الحجوم المتحدة :**

تتحد الغازات مع بعضها بنسب حجمية ثابتة تحت نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة.

مثال : هيدروجين + كلور ← كلوريد الهيدروجين

1 : 1 : 2

- **فرض دالتون و برزيليوس** Dalton and Berzelius :

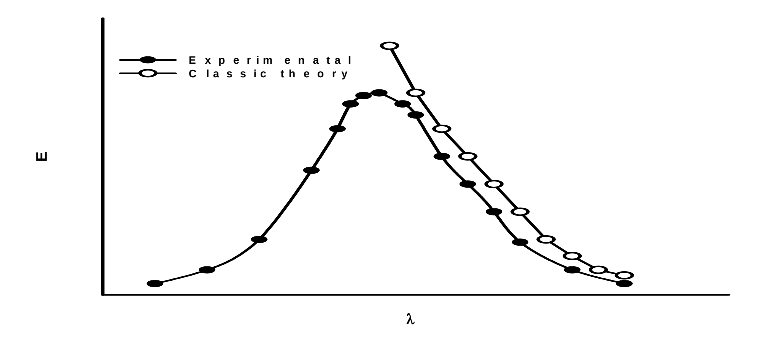
تحتوي الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة على نفس العدد من الذرات عند نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة. لا يستطيع هذا الافتراض تفسير تكون كلوريد الهيدروجين.

- **افتراض أفوجادرو Avogadro (اقتراح الجزئ) :**

الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على نفس عدد الجزيئات عند نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة. وهذا القانون يستطيع تفسير تكون كلوريد الهيدروجين.

- **نظرية الكم لماكس بلانك Max Plank (تفسير إشعاع الجسم الأسود) :**

اقترح بلانك فكرة الكم ليفسر شكل منحنى طيف إشعاع الجسم الأسود ، وكانت الأفكار التقليدية السائدة تستطيع تفسير الجزء الهابط من المنحنى عند طول موجي λ أعلى ، وتفشل في تفسير الجزء الصاعد عند أطوال موجية قصيرة (انظر الشكل 1-2).



شكل (1-2): تغيير الطاقة الممتصة E من الجسم الأسود مع الطول الموجي λ للشعاع الممتص.

وتنص الفكرة على أن " الطاقة E لا تمتص ولا تشع من المذبذبات باستمرار ولكن عند توفر مقدار (كم Quantum) معين أو مضاعفاته.

$$E = n h \nu , \qquad h = 6.620 \times 10^{-34} \text{ J.s} \qquad (2\text{-}1)$$

حيث ν تردد الطاقة الممتصة أو المشعة و h ثابت يسمى ثابت بلانك وn عدد صحيح موجب.

ومما يتماشى مع تلك النظرية أطياف الذرات والتي تحدث عند أطوال موجية معينة خاصة بكل عنصر.

تفسير الضوء :

نيوتن Newton :

اقترح أن يكون الضوء عبارة عن جسيمات دقيقة تسير بسرعة عالية، ولا يمكن تفسير بعض خواص الضوء حسب هذه الفكرة وبخاصة التداخل.

هيجنيز:

اقترح فكرة أن الضوء عبارة عن موجات مستعرضة، وبينما يمكن تفسير كثير من خواص الضوء بهذه الفكرة، مثل الانكسار والانعكاس والتداخل، فإنها لا تستطيع تفسير الظاهرة الكهروضوئية.

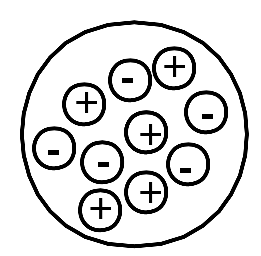
أينشتين Einstein :

مزج بين الفكرتين السابقتين مع فكرة الكم التي اقترحها بلانك ليتمكن من تفسير الظاهرة الكهروضوئية. وهي خروج الإلكترونات من سطح مهبط cathode مصنوع من بعض المعادن، ثم تحركها في دائرة كهربائية تحت تأثير أشعة الضوء. وحسب فكرة انشتين فإن للضوء المكون من فوتونات photons طبيعة مزدوجة، بحيث تسلك كموجات أثناء التداخل والانكسار و الحيود وتسلك كجسم قادر على تبادل الطاقة مع الإلكترونات في الذرات، وبالتالي إعطاءإلكترونات التكافؤ طاقة كافية للهروب من المدارات، وبعض طاقة الحركة لانتاج الكهرباء في الخلايا الكهروضوئية.

ويجب الإشارة إلى أن الضوء المرئي المعروف هو جزء صغير مما يسمى الطيف الكهرومغناطيسي electromagnetic spectrum، و يمثل الطاقة التي يمكن للذرات والجزيئات التفاعل معها لاتمام الحركات الانتقالية للإلكترونات في مداراتها أو لذبذبة الذرات أو دوران الجزيئات.

- **النظرية الذرية حسب طومسون** Thomson:

تمكن هذا العالم باستخدام أنبوب أشعة المهبط من إثبات أن للإلكترون كتلة ($e = 1.26\times10^{-8}$ C/g) بجانب كونه يحمل شحنة كهربية سالبة. وحسب اقتراح طومسون فإن الذرة مكونة من كرة من الكهربية الموجبة مغروسا فيها عدداً من الإلكترونات التي تكفي لتحقيق التعادل الكهربي (انظر الشكل 2-2).

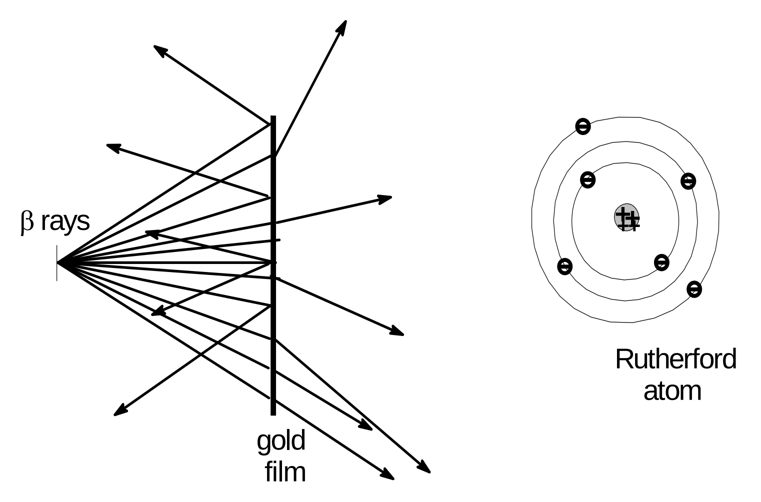


شكل (2-2): نموذج ذرة تومسون.

- **نظرية رذرفورد** Rutherford:

قام هذا العالم بتجربة مهمة (انظر الشكل 3-2) عبارة عن تعريض رقاقة من الذهب لسيل من أشعة ألفا الموجبة. واكتشف من النتائج أن أغلب حجم الذرة فراغ وإن النواة الموجبة محاطة بالإلكترونات السالبة. وحسب النظرية فإن :

- تتكون ذرة كل عنصر من نواة تحمل شحنات موجبة وتمثل معظم كتلة الذرة ويمكن إهمال كتلة الإلكترونات .
- الذرة في حالة تعادل كهربي.
- تدور الإلكترونات حول النواة كما الكواكب والشمس.



شكل (3-2) : تجربة رذرفورد و الذرة المستخلصة من نموذج رذرفورد.

- **تعيين شحنة الإلكترون (تجربة ميليكان Millikan):**

تمكن هذا العالم من تعيين شحنة الإلكترون عملياً. وبهذا أمكن معرفة شحنة و كتلة الإلكترون (شحنة الإلكترون 1.6×10^{-19} C وكتلتة 9.1×10^{-28} g).

- **البروتون والنيوترون :**

أطلق رذرفورد على نواة ذرة الهيدروجين اسم البروتون وقد تم معرفة الشحنة الموجبة على أنوية الذرات بواسطة الأشعة السينية من قِبل العالم موسيلي Mosely، وكذا استخدام أنبوب الأشعة الموجبة من قِبل العالم جولدشتين. أما النيوترون فقد اكتشفه العالم شادويك 1932م بعد قذف البريليوم بأشعة جاما γ والتي على أثرها انطلقت أشعة ذات سرعة عالية وقدرة اختراق عالية ولا تتأثر بالمجالين الكهربي أو المغناطيسي، وكتلتها تقارب كتلة البروتون أي أنه جسيم نووي متعادل كهربياً.

مكونات الذرة :

تتكون الذرة من ثلاثة جسيمات أساسية (بالإضافة إلى جسيمات أخرى لا نحتاج إليها في دراسة الكيمياء العامة) وهي الإلكترونات والبروتونات والنيترونات. وكل ذرة تحتوي على نفس العدد من الإلكترونات و البروتونات حتى تكون متعادلة كهربياً، بالإضافة إلى عدد قريب من عدد البروتونات من النيوترونات.

- **النظائر** Isotopes :

هي ذرات لعنصر واحد ولكن بها عدد مختلف من النيوترونات. وبالتالي فإن وزن الذرة يكون مختلف، ولكن خواصها الكيميائية واحدة. مثال: الهيدروجين له ثلاثة نظائر هي الهيدروجين H و الديتريوم D والتريليوم T ، حيث عدد النيوترونات واحد و اثنان و ثلاثة ، على الترتيب.

- **العدد الذري** atomic number : هو عدد البروتونات أو الإلكترونات في ذرة العنصر وهو عدد صحيح موجب.
- **رقم الكتلة** mass number: هو عدد يساوي مجموع البروتونات والنيترونات في الذرة (عدد صحيح موجب).
- **الوزن الذري** atomic weight : مجموع أوزان مكونات الذرة لعنصر ما ، نسبةً لوزن نظير الكربون والذي يساوي 12. و لما كان للعنصر أكثر من نظير في الطبيعة ، في أغلب الحالات، فإن الوزن الذري للعنصر هو محصلة الوزن الذري لكل نظير مضروب في الكسر المعبر عن نسبة وجوده في الطبيعة.

تفاعل المادة والطاقة :

هناك عمليتان متضادتان لتفاعل الذرة والضوء، و هما الامتصاص Absorption من قبل الذرة لضوء له طول موجي معين، ثم الانبعاث أو الإشعاع Emission لهذا الضوء مرة أخرى من قبل الذرة. ويقال هنا أن الذرة تمت إثارتها من الحالة المستقرة إلى الحالة المثارة عند الامتصاص. وتعود الذرة من حالة الإثارة إلى حالة الاستقرار عند الانبعاث.

طيف الانبعاث في ذرة الهيدروجين :

عند إثارة الإلكترون الموجود في ذرة الهيدروجين بإمرار تيار كهربي في أنبوب يحتوي على غاز الهيدروجين فإن الذرات المثارة ينبعث منها طيف مميز في صورة خطوط سوداء عند أطوال موجية معينة. وكل عنصر له طيف مميز، ولكنه يتعقد أكثر عند وجود أكثر من إلكترون. وتوجد في كل منطقة من طيف الهيدروجين حزمة أو سلسلة معينة يطلق عليها اسم إحدى العلماء الذين درسوا هذه المنطقة. و يعرض الجدول(2-1) لهذه السلاسل.

جدول (2-1): سلاسل الانبعاث الطيفي لذرة الهيدروجين.

السلسلة	المنطقة الطيفية	مستويات طاقة الإثارة
ليمان Lyman	فوق البنفسجية	$n_1 \rightarrow n_2,\ldots,\infty$
بلمر Palmer	الضوء المرئي	$n_2 \rightarrow n_3,\ldots,\infty$
باشين Paschen	تحت الحمراء	$n_3 \rightarrow n_4,\ldots,\infty$

براكت Bracket	تحت الحمراء البعيدة	$n_4 \rightarrow n_5,..., \infty$
فوند Pfund	تحت الحمراء البعيدة	$n_5 \rightarrow n_6,..., \infty$

وقد توصل رايدبيرج Rhydberg للمعادلة العامة لكل السلاسل :

$$W = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \quad , \quad R_H = 109,677.6 \text{ cm}^{-1} \qquad (2\text{-}2)$$

حيث العدد الموجي $W = \frac{1}{\lambda}$. عند العودة مرة أخرى إلى الحالة الثابتة تخرج الطاقة الضوئية المكتسبة بذات الطول الموجي. و إذا أخذنا حالة امتصاص الإلكترونات في مداراتها الخارجية للضوء وانبعاث هذا الضوء مرة ثانية ، فإن الجزء المطلوب من الطيف الكهرومغناطيسي هو المقابل للضوء المرئي بالإضافة إلى الأشعة فوق البنفسجية (λ = 200 nm - 800 nm). و يعرض الجدول (2-2) لمكونات الطيف الكهرومغناطيسي.

جدول (2-2): الطيف الكهرومغناطيسي.

الأشعة	طول الموجة	التأثير
الأشعة الكونية	10^{-4} Å	تفاعلات في النجوم
أشعة جاما	10^{-2} Å	ترابط النواة
أشعة أكس	1 Å	إثارة الإلكترونات الداخلية في الذرة
فوق البنفسجية	2000 Å	إثارةإلكترونات التكافؤ
الضوء المرئي	4000 – 8000 Å	إثارةإلكترونات التكافؤ
تحت الحمراء	10.000 Å	إثارة حركة الذرات والجزيئات التذبذبية و الدورانية
الأشعة القصيرة	0.1 cm	إثارة الحركة الدورانية للإلكترونات
موجات الراديو	100 cm	إثارة الحركة الدورانية لأنوية الذرات

تحليل الضوء :

هي عملية فصل الأطوال الموجيه المكونة للضوء وتحتاج إلى جهاز معين، مثل المنشور الثلاثي أو محزوز الحيود. والضوء ذو الطول الموجي الواحد يسمى ضوء أحادي اللون monochromatic وهو ضروري في دراسة عملية إثارة الذرات للحصول على طيف الانبعاث أو الامتصاص.

الطول الموجي
التردد

أشعة غاما	أشعة سينية	فوق بنفسجية	مرئي	تحت حمراء	أمواج رادار	أمواج راديو	أمواج راديو طويلة

شكل(2-4) : تحليل الطيف الكهرومغناطيسي بالمنشور الزجاجي

نظرية بوهر لذرة الهيدروجين :

الافتراضات:

- تتكون ذرة الهيدروجين من نواة تحتوي على بروتون موجب الشحنة وإلكترون سالب الشحنة يدور حول النواة في مدارات تبعد مسافة محددة. قوة التجاذب الكهربي بين الشحنتين متعادلة بقوة الطرد المركزي الناتجة من دوران الإلكترون حول نفسه.
- الطاقة الكلية للإلكترون ثابتة لأي مدار يمكن أن يأخذه الإلكترون حول النواة.
- المدارات الممكنة للإلكترون هي تلك التي تحقق كمية تحرك زاوية مقدارها $h/2\pi$ ($\pi = 3.14$) .
- ينتقل الإلكترون بين المدارات الممكنة عندما تتوفر كمية طاقة مقدارها $\Delta E = h\nu$، حيث ν تردد الضوء الممتص أو المشع.

من الحساب أمكن التوصل إلى معادلة طاقة الإلكترون (E بوحدة J) في مداره :

$$E = -2.18 \times 10^{-18} \ (1/n^2), \quad n = 1, 2, 3, \ldots \qquad (2\text{-}3)$$

وعند تنقل الإلكترون بين مستويي طاقة n_1 و n_2 ، فإن فرق الطاقة ΔE يعطى بالعلاقة

$$\Delta E = -2.18 \times 10^{-18} \ (1/n_2^2 - 1/n_1^2) \qquad (2\text{-}4)$$

حيث n_1 هي الحالة الأولى و n_2 هي الحالة النهائية. في حالة التأين تكون $n_2 = \infty$ و طاقة التأين :

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} (1/n_1^2) \qquad (2\text{-}5)$$

حيث ΔE هي الطاقة اللازمة لتأين ذرة الهيدروجين في أي حالة من حالات الإثارة n_1.

- **مساهمة دي برولي** DeBroglie **(الطبيعة الموجية للأجسام):**

كما في الضوء اقترح دي برولي أن كل جسم، مثل الإلكترون، يكون مصحوبا بحركة موجية ،يمكن حساب طولها الموجي بمعرفة سرعة تحرك الجسم وفق الأجراء الآتي:-

حسب نظرية النسبية لإنشتين فإن:

$$E = mc^2 \qquad (2\text{-}6)$$

حيث m و c هما كتلة و سرعة فوتون الضوء. و حسب نظرية بلانك (نظرية الكم) أيضا:

$$E = h\nu = h c/ \lambda \qquad (2\text{-}7)$$

إذا:

$$h\nu = m c^2 \qquad (2\text{-}8)$$

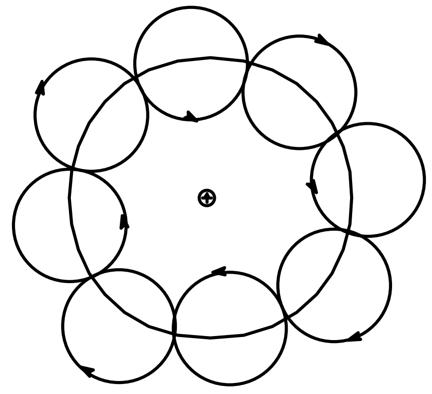
و نستنتج أن:

$$\lambda = h /m c \qquad (2\text{-}9)$$

ولأي جسم له سرعة v بدلاً من الضوء c فإن:

$$\lambda = h /m v \qquad (2\text{-}10)$$

وعليه فلكي يكون للإلكترون حركة موجية بناءة، يجب أن يكون عدد الأطوال الموجية للإلكترون في مداره عدد صحيح، و إلا حدث تداخل هدام. الشكل (2-5) يصور التداخل البناء للإلكترون في مداره حول النواة.



شكل(2-5): التداخل البناء للموجة المصاحبة لحركة الإلكترون حول النواة وفق دي برولي.

وعليه فإن طول المدار $2\pi r$ يجب أن يكون مساوياً لعدد صحيح من الأطوال الموجيه $n\lambda$.

$$n \lambda = 2 \pi r \qquad (2\text{-}11)$$

وهكذا ، فإن:

$$\lambda = 2\pi r / n = h / mv \quad (2\text{-}12)$$

$$mvr = nh / 2\pi \quad (2\text{–}13)$$

و المعادلة الأخيرة تحقق ما افترضه بوهر في نظريته.

حساب بوهر لطاقة إلكترون ذرة الهيدروجين :

1. توازن الطرد المركزي مع التجاذب

$$mv^2 / r = e^2 / r \quad (2\text{-}14)$$

2. الطاقة الكلية للإلكترون(E): طاقة الوضع (PE) + طاقة الحركة (KE)

$$E = PE + KE \quad (2\text{-}15)$$

$$= -e^2 / r + \tfrac{1}{2} mv^2 = -e^2 / 2r \quad (2\text{-}16)$$

3. كمية التحرك الزاوية يجب أن تكون:

$$m v r = n h / 2\pi \quad (2\text{–}17)$$

بالتعويض عن قيمة v من المعادلة (2-14) نحصل على:

$$r = n^2 h^2 / 4 \pi^2 m e^2 \quad (2\text{-}18)$$

بالتعويض عن قيمة r في المعادلة (2-16) نحصل على طاقة الإلكترون:

$$E = -2 \pi^2 m e^4 / n^2 h^2 \quad (2\text{-}19)$$

$$= -2.18 \times 10^{-18} (1/n^2) \quad (2\text{-}20)$$

و الطاقة اللازمة لإثارة الإلكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثاني تعطى العلاقة الآتية:

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} (1/n_1^2 - 1/n_2^2) \quad (2\text{-}21)$$

وبينما تنجح نظرية بوهر في تفسير طيف ذرة الهيدروجين فإنها تفشل في باقي الذرات، ولا تستطيع تفسير تأثير المجال المغناطيسي على الطيف ، وحسب قاعدة الشك لهيزنبرج Heisenberg uncertainty principle فإن مكان الإلكترون لا يمكن معرفته بدقة كما هو مفترض في ذرة بوهر، بالإضافة إلى أن الذرة ليست مستوية مثل نظام شمسي كما يرى بوهر.

ميكانيكا الكم quantum mechanics:

بسبب فشل نظرية بوهر في تفسير أطياف باقي العناصر و الذرات، فإن معادلة عامة جديدة قائمة على فكرة الحركة الموجية للإلكترون في مدارات الذرات قدمت بواسطة العالم شوريدانجر Schrodinger و آخرين ،حيث يمكن حساب طاقة الإلكترون بحل معادلة شوريدانجر بشروط معينة. وقد انتجت حلول معادلة شوريدانجر ما يعرف بأرقام الكم، وهي عبارة عن أربعة أرقام لكل إلكترون في الذرة بحيث لا يكون لأكثر من إلكترون واحد نفس قيم الأرقام الأربعة (عدد الكم الرئيسي و عدد الكم الثانوي و عدد الكم المغناطيسي و عدد الكم المغزلي).

عدد الكم الرئيسي principle quantum number (n) : $n = 1, 2, 3,...\infty$

يحدد هذا الرقم قيمة طاقة الإلكترون في مداره وكذا بعده عن النواة.

عدد الكم الثانوي Azimuthal quantum number (ℓ):

يُعطى الرمز ℓ ، وهو يصف شكل المدار وتدل قيمته على نوع المدار :

المدار الكروي $\ell = 0 \rightarrow s$

المدار البيضاوي $\ell = 1 \rightarrow p$

المدار $\ell = 2 \rightarrow d$

المدار $\ell = 3 \rightarrow f$

ويرتبط عدد الكم الثانوي بعدد الكم الرئيسي بحيث تكون أعلى قيمة $\ell = n - 1$ وعدد المدارات هو نفس عدد الكم الرئيسي.

فإذا كانت $n = 1$ فإن $\ell = n-1 = 1-1 = 0$

وعليه فهناك شكل مداري واحد هو $\ell = 0$ والذي يعني المدار الكروي s.

وإذا كانت $n = 3$ فإن

$\ell = n-1 = 3-1 = 2$

أي $\ell = 0, 1, 2$. أي هناك مدارات s, p, d.

عدد الكم المغناطيسي magnetic quantum number (m_ℓ):

هو عدد يدل على اتجاه المدار في الفراغ وينتج في وجود مجال مغناطيسي، وهو مرتبط بعدد الكم الثانوي ويعطى الرمز m_ℓ ويوجد منه $m_\ell = 2\ell + 1$ ويأخذ قيم هي $+\ell,..., 0,..., -\ell$.

مثال $\ell = 2 \Leftarrow m_\ell = 2 \times 2 + 1 = 5$

إذا هناك 5 مدارات مغناطيسية تأخذ القيم : 2-, 1-, 0, 1, 2.

عدد الكم المغزلي spin quantum number (m_s):

يدل على اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه في مداره، ويسمى m_s ، ولما كان هناك احتمالان فإنه يعطى ½- أو ½+ بحيث لا يكون في المدار أكثر من إلكترون له نفس الأربعة أعداد n, ℓ, m_ℓ, m_s.

وعليه فإن كل مدار مغناطيسي يحتمل 2 إلكترون كحد أقصى. و يعطى الجدول (3-2) أرقام الكم الممكنة لكل رقم كم أساسي حتى $n = 4$:

جدول(3-2): أرقام الكم الأربعة و أسماء المدارات.

n	ℓ	اسم المدار	m_ℓ	m_s
1	0	1s	0	± ½
2	0 1	2s 2p	0 -1, 0, 1	± ½
3	0 1 2	3s 3p 3d	0 -1, 0, 1 -2,-1,0,+1,+2	± ½
4	0 1 2 3	4s 4p 4d 4f	0 -1, 0, 1 -2,-1,0,+1,+2 -3,-2,-1,0,+1,+2,+3	± ½

طاقة المدارات :

في ذرة الهيدروجين و وفق نظرية بوهر فإن n هو فقط المحدد لطاقة الإلكترون وعليه فإن :

--------3s ----------3p---------3d
--------2s ----------2p

--------1s

أما في الذرات الآخر ى للعناصر فإن الترتيب (نتيجة تفاعل الإلكترونات مع بعضها) :

--------4s ---------3d
----------3p
-------------3s

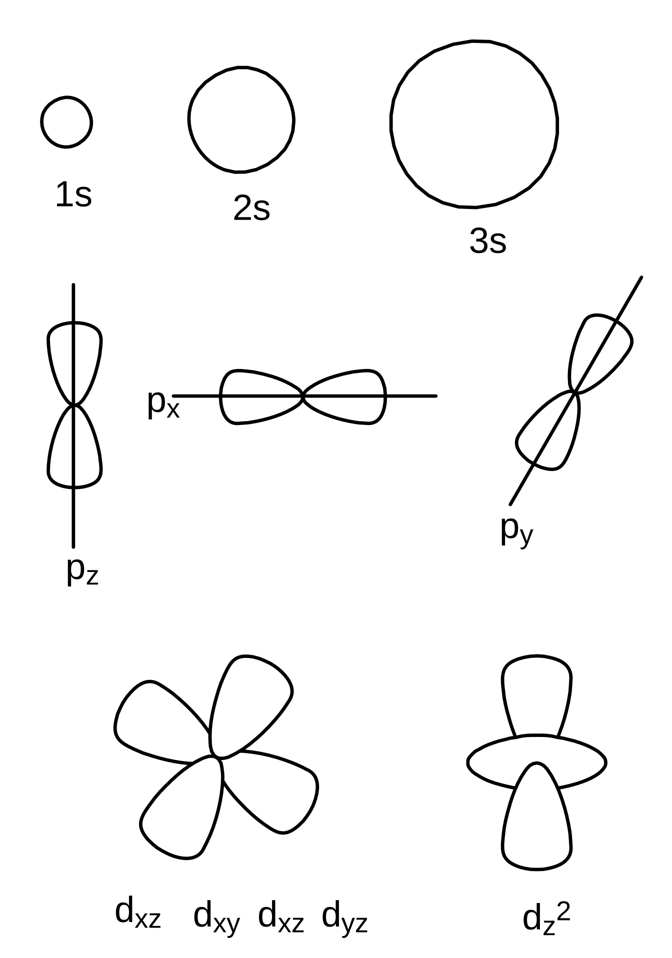
----------2p
--------2s
--------1s

بمعنى أن طاقة المدرات تزيد كما يلي: 1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d

أشكال المدارات :

- المدار s كروي منتظم يزيد في الحجم كلما زاد عدد الكم الرئيسي.
- المدار p يظهر حول محورين من المحاور الثلاثة الأساسية x, y, z في صورة فصلين.
- المدار d وله أكثر من فصلين يختلف موقعهم وشكلهم حسب الحالة.

يعرض الشكل (2-6) أشكال المدرات المختلفة من الأنواع s وp وd.



شكل(2-6): أشكال المدارات لأرقام الكم الثلاثة الأول.

التركيب الإلكتروني لذرات العناصر:

يتم ترتيب إلكترونات ذرة العنصر في مستويات الطاقة حسب القواعد الآتية :

1. يشغل الإلكترون أقل مستوى طاقة ممكن n=1 ثم n=2 ، و هلم جرا.
2. لا يجب أن يكون في الذرة أكثر من إلكترون واحد له نفس أرقام الكم الأربع (m_s, m_ℓ, ℓ, n)، و هذا يسمى مبدأ استثناء باولي Pauli exclusion principle.
3. عند تساوي مستويات الطاقة تفضل الإلكترونات الدوران المغزلي المتوازي عن الدوارون المغزلي المعاكس ، و هذه هي قاعدة هوند Hund's rule.
4. باستثناء ذرة الهيدروجين فإن الإلكترونات تشغل المدار s قبل p قبل d قبل f لنفس رقم الكم الأساسي (n).

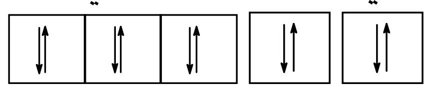
تطبيق قواعد التركيب الإلكتروني على عناصر الجدول الدوري:

يمثل التركيب الإلكتروني للعنصر بذكر رقم الكم الأساسي متبوع بالرمز المعبر عن شكل المدار (f, d, p, s) ثم يكتب عدد الإلكترونات كأس (قوة) للمدار كما يلي:

H: $1s^1$ [↑]

حيث يشير الرقم الأول "1" إلى مستوى الطاقة الأساسي (n)، ثم شكل المدار وهو "s"، ثم عدد الإلكترونات التي يشغلها المدار. ويمكن تصوير ذلك بمربع يشغله سهم متجه إلى أعلى أو أسفل، والأخير مفيد في بيان الخواص المغناطيسية للعنصر. والمغناطيسية تنشأ من الدوران المغزلي للإلكترون وهي من نوعين رئيسين : بارامغناطيسية و دايا مغناطيسية paramagnetism and diamagnetism، والأول بارا يختص بالدوران المغزلي لإلكترون واحد أو أكثر يدور في نفس الاتجاه بمعنى دوران مغزلي متوازيparallel spin ، و تترتب الذرات بحيث تكون محصلة العزم المغناطيسي موجبة. أما الدايا مغناطيسية فتنشأ عندما يكون عدد الإلكترونات التي تدور في اتجاه عقارب الساعة مساويا لعدد الإلكترونات التي تدور ضد عقارب الساعة, بمعنى دوران مغزلي معاكس opposite spin. وما يحدث هنا هو أنه المجال المغناطيسي الذي يولده الدوران في اتجاه معين يلاشيه المجال المغناطيس الذي يولد الدوران في الاتجاه الآخر ، وعلى ذلك فإن البارا مغناطيسي يلزمها محصلة إيجابية لعزم المغناطيسية، بينما الدايا مغناطيسية تكون عندما تكون المحصلة صفر. و نتوقع أن تزيد قيمة البارا مغناطيسية كلما زاد عدد الإلكترونات ذات الدوران المتوازي. وفي العناصر الانتقالية مثل الحديد و الكوبالت و النيكل تنشأ الفرو مغناطيسية ferromagnetism (مغناطيسية ذات عزم أعلى كثيرا من البارا مغناطيسية) لزيادة عدد الإلكترونات ذات الدوران المنفرد. و يجب التنبيه إلى أن تصنيف العنصر كبارا أو كدايا مغناطيسي يعتمد على الحالة الكيميائية الموجود عليها العنصر (ذرات أو أيونات أو جزيئات). و من الحالات التي يسهل استنتاج حالتها المغناطيسية الغازات الخاملة المكتملة المدارات و هي جميعا دايا مغناطيسية. كذلك المركبات الأيونية التي تتخذ التركيب الإلكتروني للغازات الخاملة.

مثال 1 : استنتج مغناطيسية العنصر الذي تركبيه الالكتروني:



الحل : جميع الأزواج معاكسة وهكذا فللعنصر دايا مغناطيسية.

للعنصر الثاني هو الهليوم و رمزه He

He: $1s^2$ [↑↓]

سؤال : لماذا لا يمثل التركيب الإلكتروني للهليوم بسهمين يدوران في نفس الاتجاه.

الحل : حسب القواعد لا يوجد أكثر من إلكترون واحد له أرقام الكم الأربعة. عند الحساب للإلكترون الأول تكون الأرقام : 1, 0, 0, -½. ويجب أن يكون الثاني: 1, 0, 0, +½ و إلا كانت الأربعة أرقام

متشابه للإلكترونين و هو مخالف للقواعد. و هكذا يجب أن يكون دوران الإلكترونين في المدار معاكس دائما. لا حظ أن العنصر له دايا مغناطيسية.

العنصر الثالث هو الليثيوم ورمزه Li

Li : $1s^2\ 2s^1$ [↿⇂] [↑]

عند اكتمال مستوي الطاقة الأول n=1، والذي له مدار وحيد هو "s" يشبعه حسب القواعد الكترونية فإن مستوى الطاقة الثاني n=2 تم فتحه وشغل أول مداراته "s" بالإلكترون الثالث. لاحظ أن عنصر الليثيوم له محصلة عزم دوران مغناطيسي إيجابية و كمعدن فهو من النوع بارا مغناطيسي. وللتسهيل فقط رسم المربع الثاني في نفس مستوى المربع الأول وليس فوقه كما يجب من حيث الطاقة.

العنصر الرابع هو البريليوم و رمزه Be

Be : $1s^2\ 2s^2$ [↿⇂] [↿⇂]

العنصر الخامس هو البورون ورمزه B

B : $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ [↿⇂] [↿⇂] [↑][ ][ ]

بعدما اكتمال المدار الأول من مستوى الطاقة الثاني (2s)، فُتح المدار الثاني (2p) وهو يتكون من ثلاثة مدارات فرعية يُملئ كل منها بإلكترونين، وهكذا فإن أقصى عددإلكترونات يشغل المدارات من النوع p هو 6 إلكترونات. وقد مُثِلت المدرات الفرعية للمدار p بثلاث مربعات متلاصقة للتدليل على تساويهم في الطاقة وفي فرصة شغل الإلكترون لأي منها.

العنصر السادس هو الكربون و رمزه C

C : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ [↿⇂] [↿⇂] [↑][↑][ ]

حسب القاعدة الثالثة فضل الإلكترون الجديد أن يدور مغزليا في نفس اتجاه الإلكترون السابق له في المدار p وهكذا يكتب السهم الجديد في المربع الثاني ويرسم راس في نفس اتجاه راس السهم السابق.

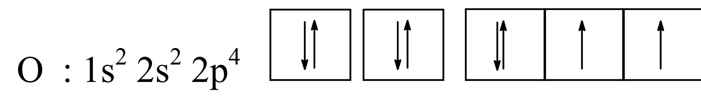
العنصر السابع هو النيتروجين و رمزه N

N : $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ [↿⇂] [↿⇂] [↑][↑][↑]

لاحظ أن الإلكترون الجديد يدور أيضا في نفس اتجاه دوران الإلكترونين السابقين و هذا مفضل وفق قاعدة هوند.

العنصر الثامن هو الأكسجين ورمزه O

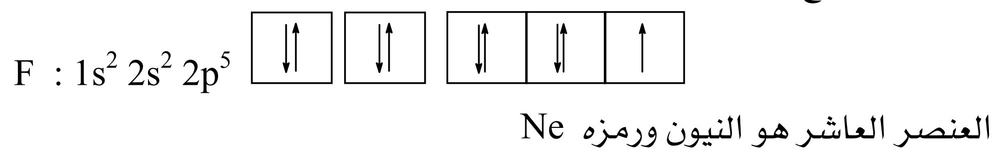
$O\ :\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$



أخيرا اضطر الإلكترون الجديد إلى الازدواج مع إحدى الإلكترونات الذي يشغل المدارات الفرعية من p.

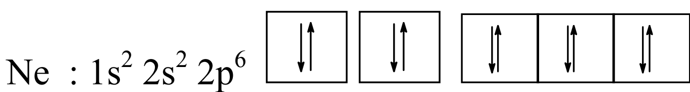
العنصر التاسع هو الفلور ورمزه F

$F\ :\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$



العنصر العاشر هو النيون ورمزه Ne

$Ne\ :\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$



بهذا يكون مستوى الطاقة الثاني، n=2، قد اكتمال بهذا العنصر. لاحظ أن مستوى الطاقة الأول قد اكتمل بعنصر الهليوم. عنصر النيون دايا مغناطيسي كما يمكن الاستنتاج.

النشاط الكيميائي و الترتيب الإلكتروني:

لعل من المناسب قطع الترتيب الإلكتروني مؤقتا والبحث عن علاقة الترتيب الإلكتروني بالنشاط الكيميائي للعناصر. في الواقع يساعد سلوك العنصر الكيميائي على إدراك الترتيب الإلكتروني للعنصر، وكذلك يمكن استنتج السلوك الكيميائي للعنصر من ترتيبه الالكتروني.

سؤال : مالذي يحدد النشاط الكيميائي للعنصر ؟ وما المقصود بالنشاط الكيميائي ؟

الإجابة : الذي يحدد النشاط الكيميائي للعنصر أساسا هو المدار الرئيسي الأخير، أي رقم الكم الأساسي الأخير. أما المدارات ذات قيمة n الأقل (الداخلية) فلا يلعب دور يذكر في الكيمياء. والنشاط الكيميائي ينشأ من محاولة العنصر إكمال مداره الرئيسي الأخير أو التخلص النهائي منه.

سؤال : كيف عرفنا أن العنصر يحاول إكمال مداره الرئيسي الأخير ؟

الإجابة : بالدراسة والفحص للنشاط الكيميائي للعناصر وجد أن أقل العناصر نشاطا هي الغازات النبيلة أو الخاملة، مثل الهليوم والنيون والأرجون، ويصعب جدا تكوين مركبات منها، وتوجد في الطبيعة في الحالة الذرية. وهكذا اعتبر التركيب الإلكتروني لهذا الذرات مثال للكمال المطلوب الوصول إليه من قِبل ذرات العناصر الآخر ى. وبالنسبة للعناصر العشرة السابقة الذكر فمن السهل معرفة الحالة أو الحالات الأكثر ثباتا في الطبيعة، والتي تشبه أقرب غاز خامل في الترتيب الالكتروني. هنا نلاحظ أن هناك شحنة على الذرة، أي توجد الذرة في صورة أيون. وفي أحيان أخرى تُساهم الذرة وتشارك بعدد من الإلكترونات ، وتعطي ذرات أخرى عدد من الإلكترونات بحيث يكون المجموع عدد مساوي لأقرب غاز خامل.

مثال1: الهيدروجين يوجد في صورة أيونية مثل أيون الهيدروجين أو البروتون H^+ ، وهكذا لا يوجد الإلكترونات حول النواة،وهذه الحالة مفضلة من ذرة الهيدروجين. وقد يوجد الهيدروجين في صورة أيونية أخرى تسمى هيدريد H^-، وهنا يكون الهيدروجين قد اكتسب شحنة سالبة (الإلكترون) و أصبح تركيبه الإلكتروني مشابه لغاز الهليوم. وقد يساهم الإلكترون مع آخر من ذرة أخرى و يتكون غاز الهيدروجين. وهنا يبدو كما لو كان كلا الذرتين مشابه لغاز الهليوم. وفى المركبات الهيدروكربونية مثلا يساهم إلكترون ذرة الهيدورجين مع إلكترون من ذرة الكربون ويصبح التركيب الإلكتروني للهدرجين مثل الهليوم.

مثال 2: العناصر التالية وهي الهليوم و الليثيوم و البريليوم و البورون تفقد عدد الإلكترونات الآتية لتصبح مثل أقرب غاز خامل وهو الهليوم : صفر و واحد و اثنان و ثلاثة ، بمعنى B^{3+}, Be^{2+}, Li^+, He ، وهي الشكل الثابت لهذه العناصر في الطبيعة.

مثال 3 : عنصر الكربون يوجد في كثير من المركبات المسماة بالمركبات العضوية وهي مركبات يدخل في تركيبها الأساسي عنصر الكربون مظهرا تكافؤا رباعيا، حيث يساهم الكربون بأربعةإلكترونات ويساهم عنصر آخر مثل الهيدروجين بالأربعة الأخرى ليكون حول نواة ذرة الكربون ثماني الكترونات، وهكذا يشبه عنصر النيون البالغ الثبات في الترتيب الإلكتروني.

مثال 4: عنصر النيتروجين يلي الكربون، ولما كان هذا العنصر يحتاج إلى فقد خمسةإلكترونات لِيُماثل غاز الهليوم أو اكتساب 3إلكترونات لِيُماثل غاز النيون، فيفضل النيتروجين المساهمة بالإلكترونات ليحقق الإحاطة بثمانية الكترونات، كما في مركبات نتروجينية مثل غاز النتروجين N_2 و النشادر NH_3 وشق الأمين NH_2–. وفي هذه المركبات يساهم النتروجين بثلاثةإلكترونات و يتبقى إلكترونان لا يساهما في الربط. وتأتي الثلاثةإلكترونات الأخرى من الذرة أو الذرات الأخرى.

مثال5: يأتي بعد النيتروجين عنصر الأكسجين ثم يليه الفلور وقدرة كليهما على اكتساب إلكترونات أكثر من فقد عدد أكبر من الإلكترونات ، وهكذا يوجد الأكسجين في الطبيعة غالبا كأيون O^{2-} بينما يوجد الفلور في صورة الفلوريد F^-.

متابعة التركيب الإلكتروني للعناصر:

العنصر الحادي عشر هو الصوديوم و رمزه Na

Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ | ⇅ | ⇅ | ⇅ | ⇅ | ⇅ | ↑ |

من السهل الآن توقع الآتي : يفقد الصوديوم إلكترون، ويصبح أيون الصوديوم Na^{+} و هو الشكل الوحيد للصوديوم في الطبيعة. عنصر الصوديوم بارا مغناطيسي. لاحظ أن سلوك الصوديوم يشابه كثيرا عنصر الليثيوم بسبب فقد كلا منهما لإلكترون وتكوين أيون يحمل شحنة واحدة موجبة ويشكل الليثيوم مع الصوديوم و البوتاسيوم و السيزيوم و الروببديوم ما يعرف بالمجموعة الأولى في الجدول الدوري للعناصر، وهي عناصر تفضل فقد إلكترون واحد، وتصبح أيونات أحادية الشحنة الموجبة: $Li^{+}, Na^{+}, K^{+}, Cs^{+}, Rb^{+}$. وللتسهيل في كتابة التركيب الإلكتروني يمكن كتابة التركيب في صورة قلب للذرة (هو أقرب غاز خامل للعنصر وأصغر في عدد الإلكترونات) ثم مدار التكافؤ وهو آخر رقم كم أساسي. وهكذا في حالة الصوديوم يصبح التركيب:

Na: [Ne] $3s^{1}$

العنصر الثاني عشر هو الماغنسيوم و رمزه Mg

Mg : [Ne] $3s^{2}$

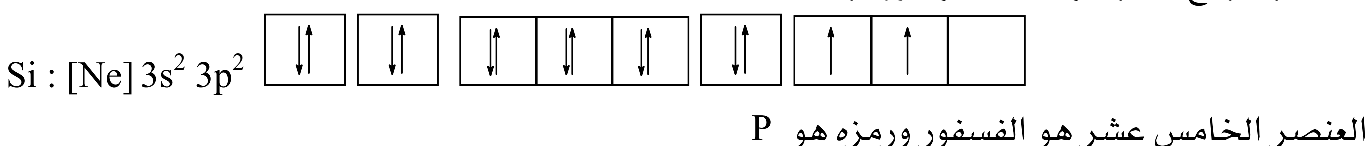
يوجد العنصر في الطبيعة في صورة Mg^{2+}، ويشكل العنصر مع البريليوم والكالسيوم و الاسترانشيوم و الباريوم المجموعة الثانية في الجدول الدوري و توجد جميعا في صورة أيونات ثنائية الشحنة الموجبة : $Be^{+}, Mg^{+}, Ca^{+}, Sr^{+}, Ba^{+}$. ويمكن تطبيق نفس القواعد على المجموعة التالية.

العنصر الثالث عشر هو الألمونيوم ورمزه Al

Al: [Ne] $3s^{2}$ $3p^{1}$

يوجد العنصر في الطبيعة على صورة Al^{3+}

العنصر الرابع عشر هو السيلكون ورمزه Si

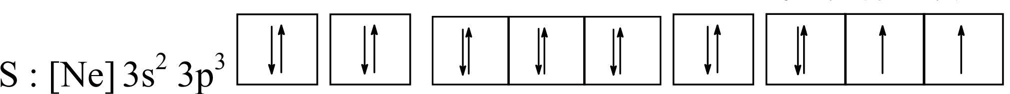


Si : [Ne] $3s^{2}$ $3p^{2}$

العنصر الخامس عشر هو الفسفور ورمزه هو P

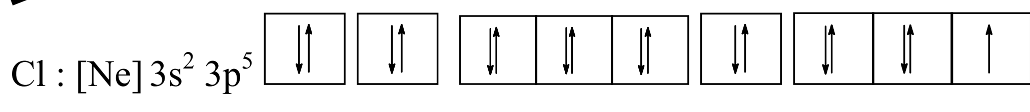
P : [Ne] $3s^{2}$ $3p^{3}$

العنصر السادس عشر هو الكبريت ورمز هو S

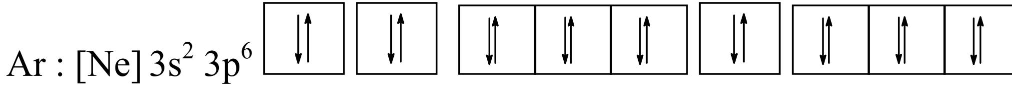


S : [Ne] $3s^{2}$ $3p^{3}$

العنصر السابع عشر هو الكلور ورمز هو Cl

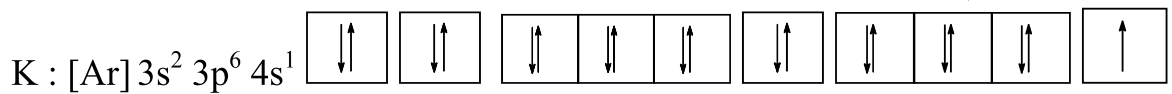
Cl : [Ne] $3s^2$ $3p^5$ 

العنصر الثامن عشر هو الأرجون ورمزه Ar

Ar : [Ne] $3s^2$ $3p^6$ 

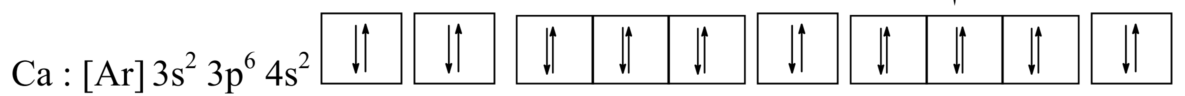
الأرجون غاز خامل مثل الهليوم والنيون. لا حظ أن مستوى الطاقة الثالث يحتوي على ثلاثة أنواع من المدارات هي: d, p, s، وقد وصلنا إلى الغاز الخامل الثالث على الرغم من أن المدار d لم يمتلئ بأي إلكترون.

العنصر التاسع عشر البوتاسيوم و رمزه K

K : [Ar] $3s^2$ $3p^6$ $4s^1$ 

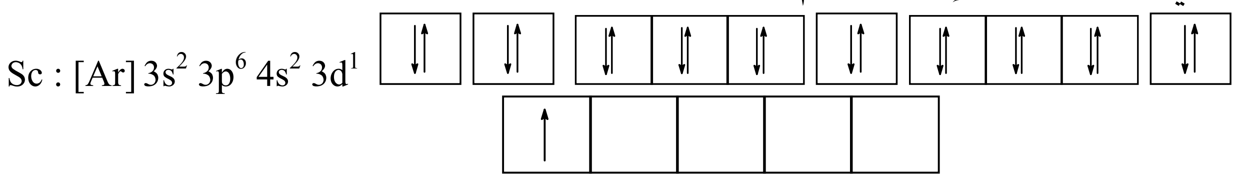
دلت الخواص الكيميائية لهذا العنصر على تشابه عظيم مع الصوديوم و الليثيوم، وهكذا اضطررنا إلى إدخال الإلكترون الجديد في المدار 4s وليس 3d كما يجب حسب الترتيب المُراعى مع العناصر السابقة.

العنصر العشرون هو الكالسيوم ورمزه Ca

Ca : [Ar] $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ 

تشابه خواص العنصر الكيميائية مع البريليوم والماغنسيوم حتمت أن يدخل الإلكترون الجديد في المدار4s وليس 3d مثل عنصر البوتاسيوم.

العنصر الحادي والعشرون هو الإسكانديوم ورمزه Sc

Sc : [Ar] $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^1$ 

لاحظ أن المدار 3d المنسي مؤقتا في حالة البوتاسيوم والكالسيوم عاد للامتلاء. وبهذا العنصر تبدأ ما تعرف بالعناصر الانتقالية، وهي عناصر تتميز بخواص كيميائية إضافية مثل القدرة على تكوين المركبات متعددة التكافؤات. و تستمر هذه العناصر حتى اكتمال المدارات d وتحتاج هذه المدارات إلى 10 الكترونات. بعد ذلك يدخل الإلكترون الجديد في المدار 4p ويستمر التركيب حتى اكتمال الدورة عند الغاز الخامل "كربتون Kr ". ويمكن كتابة الترتيب الإلكتروني للعناصر الباقية بنفس القواعد مع استثناءات قليلة تنشأ عند وجود المدارات من النوع d وبعد ذلك النوع f.

إختبار ذاتي

1. احسب الطول الموجي لضوء تردده 21×10^{14} Hz.
2. احسب طاقة الفوتون لضوء أحمر طول موجته 760 nm.
3. احسب عدد الفوتونات المتصة من جسم زادت طاقته 3.5×10^{-10} J ، عندما سقط علية ضوء بنفسجي طول موجته 300 nm.
4. احسب الطاقة المنطلقة من تحول 10^{-20} kg من مكونات النواة.
5. احسب الطول الموجي للضوء المطلوب لانتقال إلكترون ذرة الهيدروجين من المستوى المستقر إلى المستوى الرابع.
6. احسب الطول الموجي للضوء المطلوب لخط الإثارة الثالث من سلسلة بلمر.
7. احسب تردد ضوء خط الإثارة الأول في سلسلة فوند.
8. احسب الطاقة المتصة لخط الإثارة الرابع في سلسلة ليمان.
9. احسب الطاقة المطلوبة لتأين ذرة الهيدروجين من الحالة المستقرة.
10. احسب الطول الموجي المصاحب لجسم كتلته 3 × 10-10 g يتحرك بسرعة 2.5 × 106 m/s.
11. احسب عدد وقيم واسم الأرقام الثانوية (ℓ) عند رقم الكم الأساسي الثالث.
12. احسب عدد وقيم الأرقام المغناطيسية $m\ell$ عند الرقم الازموثي $\ell = 5$.
13. اذكر أقصى عددالإلكترونات يمكن إن يأخذ القيم الآتية :

أ) $n = 4$ ب) $n=1$, $\ell= 1$ ج) $n=1$, $\ell= 4$, $m_s=-1/2$ د) $n=3$, $\ell=1$, $m_\ell=-1$, $m_s=1/2$

14. اذكر الترتيب الإلكتروني للذرات الآتية واذكر الحالات الأكثر ثباتا في الطبيعة:

a- Na	b- F	c- N
d- Cl	e- B	f- He

إجابة الاختبار الذاتي

1. الطول الموجي يحسب من العلاقة

$\lambda = 3\times10^{8} \ / \ 21\times10^{14} = 143 \times10^{-9}$ m
$= 143$ nm

2. طاقة الفوتون يحسب من معادلة بلانك :

$E = 6.625 \times10^{-34} \times3 \times10^{8} \ / \ 760 \times10^{-9}$
$= 26.15 \times10^{-20}$ J

3. ليمكن حساب عدد الفوتونات من معادلة بلانك في الصورة

$E = nhc /\lambda$
$n= E \lambda / h c$
$= 3.5 \times10^{-10} \times300 \times10^{-9} / 6.625 \times 10^{-34} \times 3 \times10^{8}$
$=52.8 \times10^{7}$ photons

4. يمكن حساب الطاقة المنطلقة من تحول الكتلة من معادلة انيشتين:

$E = m c^2$
$= 10^{-20} \times(3\times10^{8})^2$
$= 9\times10^{-4}$ J

5. نطبق معادلة ريدبرج

$W = 109667.6 (1/n^2_1 – 1/n^2_2)$
$=109667.6 (1/1 -1/ 4^2)$
$= 102813.378$ cm^{-1}
$\lambda = 1/ W = 97.26$ nm

6. نطبق معادلة ريدبرج (سلسلة بلمر $n_1 =2$)

$W = 109667.6 (1/2^2 – 1/5^2)$
$= 23020.196$ cm^{-1}
$\lambda = 1/W = 434.21$ nm

7. نطبق معادلة ريدبرج (سلسلة فوند $n=5$)

$W = 10966.6 (1/5^2 -1/6^2)$
$= 1340.381$ cm^{-1} $= 100 \times1340\ 0381$ m^{-1}
$\nu = 1/\lambda \times c = W \times c$
$=1340.381 \times3 \times10^{8} \times10^{2}$
$=40.21 \times 10^{12}$ Hz

8. من معادلة ريدبرج يمكن حساب الطول الموجي للطاقة ومن معادلة بلانك يمكن حساب الطاقة عند الطول الموجي المصاحب (ليمان $n_1 =1$)

$W = 1/\lambda$
$E = h \nu = h c / \lambda$

$E = h\,c\,(W)$
$= h\,c \times R\,(1/n^2_1 - 1/n^2_2)$
$= 6.625 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^{8} \times 109667.6 \times 100\,(1/1 - 1/4^2)$
$E = 2.09 \times 10^{-18} J$

9. طاقة تأين ذرة الهيدروجين من الحالة المستقرة تعطى من معادلة بوهر

$E = 2.18 \times 10^{-18}\,(1/n^2_1 - 1/n^2_2)$
$= 2.18 \times 10^{-18}\,(1/1 - 1/\infty)$
$E = 2.18 \times 10^{-18} J$

10. من معادلة دي برولي يمكن حساب الطول الموجي المصاحب لحركة جسم

$\lambda = h / m\,v$
$= 6.625 \times 10^{-34} / 3 \times 10^{-10} \times 10^{-3} \times 2.5 \times 10^{6}$
$= 8.83 \times 10^{-27}$ m

11. عدد الأرقام الازموثية (ℓ) يعطى بالعلاقة $n = \ell$ ، $\ell = 3$

قيم الأرقام الازموثية هي $0, 1, 2, \ldots, n-1$ ، وهكذا تكون القيم 0, 1, 2

اسم الرقم الازموثي ℓ يساوي صفر هو s ، اسم الرقم الازموثيℓ يساوي واحد هو p

اسم الرقم الازموثيℓ يساوي اثنان هو d

12. أعداد الأرقام المغناطيسية تعطى بالعلاقة

$m_\ell = 2\ell + 1$
$m_\ell = 2 \times 5 + 1 = 11$

قيم الأرقام تعطي بالعلاقة

$-\ell\ , \ldots, 0, \ \ldots, +\ell$

وهكذا تكون القيم :

-5 ,-4 ,-3 ,-2,-1,0,1,2,3,4,5

13.

أ- أقصى عددإلكترونات هو 32

ب- أقصى عددإلكترونات هو 6

ج- أقصى عددإلكترونات هو 9

د- أقصى عددإلكترونات هو واحد

14.

a - F $1S^2\ 2S^2\ 2P^5$ — الحالة الأكثر ثباتا F^-

b - Na $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^1$ — الحالة الأكثر ثباتا Na^+

c - N $1S^2$ $2S^2$ $2P^3$ الحالة الأكثر ثباتا N^{3-} , N^{5+}

d - Cl $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^5$ الحالة الأكثر ثباتا Cl^-

e – B $1S^2$ $2S^2$ $2P^1$ الحالة الأكثر ثباتا B^{3+}

f - He $1S^2$ $2S^2$ الحالة الأكثر ثباتا He

الكيمياء العامة

الجدول الدوري

الجدول الدوري

3

الجدارة: استنباط الخواص الكيميائية للعنصر من موقعه في الجدول الدوري للعناصر.

الأهداف :

- أن يستخلص الطالب الخواص الكيميائية و الفيزيائية الدورية للعناصر حسب موقعها في الجدول الدوري.
- أن يرتب الطالب العناصر حسب حجمها و طاقة تأينها و ألفتها الإلكترونية و سالبيتها الكهربية، و يستنتج ما يتبع ذلك من خواص كيميائية.
- أن يتعرف الطالب على العناصر المعدنية و غير المعدنية و أشباه المعادن.
- أن يتعرف الطالب على المجموعات الرئيسية في الجدول و العناصر الانتقالية.

الوقت المتوقع للدراسة : أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: اتقان الحساب الكيميائي و ترتيب الإلكترونات في ذرات العناصر.

الجدول الدوري للعناصر Periodic Table of Elements :

تاريخ الجدول الدوري للعناصر:

مع تراكم المعرفة الكيميائية نشأت ضرورة وجود شكل ُيمثل تدرج الصفات والخواص الكيميائية للعناصر، بحيث تصبح الدراسة أكثر نظاما و فهما. ومن أهم من حاول عمل جدول للعناصر

1. **دوبرينر** Dobereiner:

أول كيميائي حاول تكوين مجموعات من العناصر، تحتوي كل مجموعة على ثلاثة عناصر triads، مثال : مجموعة الكلور والبروم واليود. و مع تقدم الكيمياء اتضح محدودية هذه الطريقة .

2. **نيولاندس** Newlands:

متأثراً بفكرة الاوكتاف octaves المأخوذة عن النوتة الموسيقية، رتب هذا العالم العناصر في أوكتيفات، أي ثمانيات . ومع الوقت اتضح أيضا عدم نجاح هذا النموذج .

3. **ماندليف وماير** Mendeleyev-Mayer:

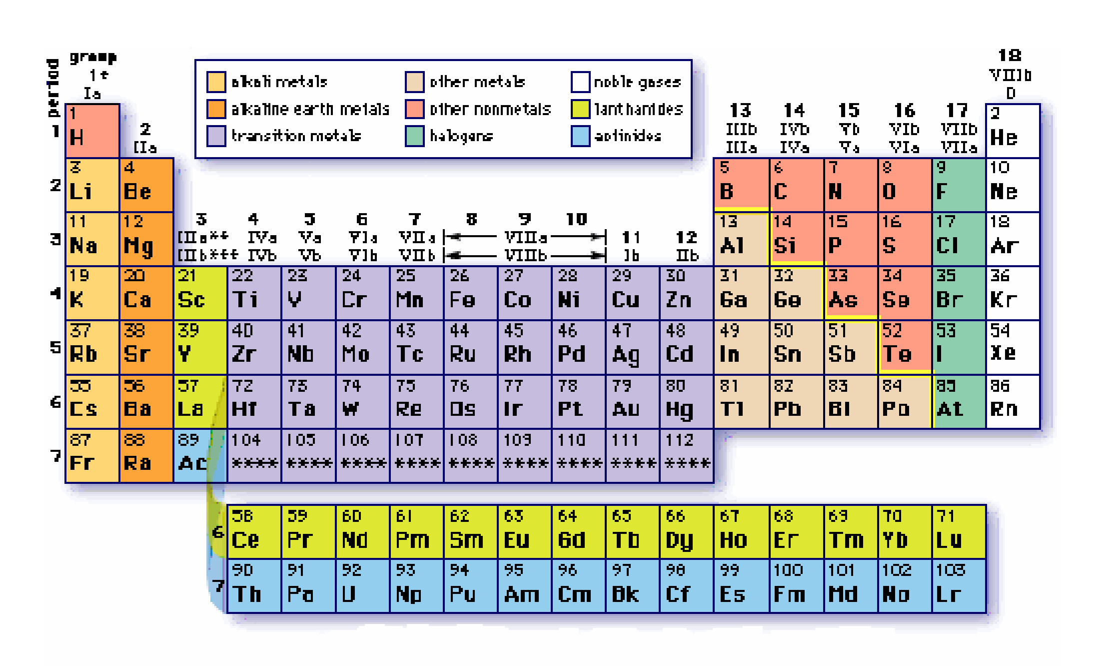
وضع العالمان جدولين مستقلين للعناصر، و يشبه جدولهما الجدول الحديث المستخدم حاليا. وُيصِنف جدول مندليف وماير العناصر في صفوف تتدرج فيها الخاصية الكيميائية وتسمى دورات، وأعمدة تضم العناصر المتشابهة وتسمى مجموعات . وروعي في صف العناصر أن يزيد الوزن الذري للعنصر كلما تقدمنا في الدورة من اليسار إلى اليمين، وفي المجموعة من أعلى إلى أسفل. ويعرض الشكل (1-3) صورة لهذا الجدول. يلاحظ في هذا الجدول أن الخاصية الكيميائية المبني عليها الجدول هي تكوين الأكسيد. فعلى سبيل المثال المجموعة الأولى ويرمز لها بالرمز R_2O،حيث R هو العنصر. و يتضح أن تكافؤ العنصر في هذه المجموعة هو أحادي. المجموعة الثانية RO تكافؤ عناصرها ثنائي. المجموعة السابعة R_2O_7 تكافؤ عناصرها سباعي. المجموعة الثامنة RO_4 تكافؤها ثماني، وهذه المجموعة لا توجد في الجدول الحديث، ولكن تم وضعها مع بعض العناصر الأخرى تحت اسم العناصر الانتقالية. ولعل أهم عيوب جدول مندليف أن الوزن الذري للعناصر غالبا عدد غير صحيح مما يفقد الترتيب حتميته، كما يصبح الترتيب في حالات معينة غير الترتيب حسب الخواص الكيميائية.

جدول (1-3): صورة مبسطة من جدول مندليف.

Period	I - R_2O	II - RO	III - R_2O_3	IV RH_4 RO_2	V RH_3 R_2O_5	VI RH_2 RO_3	VII RH R_2O_7	VIII - RO_4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9.4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27.3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35.5	
4	K= 39	Ca=40		Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=55, Co=59 Ni=59, Cu=63
5	Cu=63	Zn=65			As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	Y=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96		Ru=104, Rh=104
7	Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	I=127	Pd=106,
8	Cs=133	Ba=137	Di=138	Ce=140				Ag=108
9								
10			Er=178	La=180	Ta=182	W=184		
11	Au=199	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208			Os=195,
12				Th=231		U=240		Ir=197
								Pt=198, Au=199

4. الجدول الدوري الحديث:

يبنى الجدول الحديث على نفس فكرة جدول مندليف وماير من حيث تدرج الخواص و دوريتها ، ولكن بدلا عن الوزن الذري يأخذ العدد الذري (عدد البروتونات أو إلكترونات). وينقسم الجدول إلى صفوف (دورات) وأعمدة (مجموعات). و لما كان العدد الذري رقم صحيح فإن ترتيب العناصر يصبح حتمي، وعند اقتفاء عنصر ما يمكن التنبؤ بوجوده في الطبيعة أو تصنيعه في المختبر النووي . ويحتوي الجدول على مجموعتين رئيسيتين هما المجموعة A (الأساسية)، والمجموعة B وهي مخصصة للعناصر الانتقالية (عناصر يلعب المدار d أو المدار f دورا في النشاط الكيميائي). يعرض الشكل (1-3) للجدول الدوري الحديث .



شكل (3-1): الجدول الدوري الحديث.

- **المجموعات A:**

تضم ثمانية أعمدة (مجموعات) هي المجموعات السبع الأولى بالإضافة إلى مجموعة الغازات الخاملة. يلاحظ أن رقم المجموعة هو عددإلكترونات التكافؤ في الذرة. مثلا: المجموعة الأولى تركيبها الإلكتروني: ns^1، حيث $n=1$ للدورة الأولى هو الهيدوجين، و $n=2$ الليثيوم، و$n=3$ للصوديوم،هكذا. أيضا المجموعة السابعة تركيبها الإلكتروني لمدارت التكافؤ هو ns^2np^5 حيث $n=2$ للفلور و $n=3$ للكلور، وهكذا. و تتميز مجموعة الغازات الخاملة باكتمال مدارات التكافؤ ns^2np^6 ، حيث $n=1$ للهليوم، $n=2$ للنيون، و هكذا. ولما كان النشاط الكيميائي للذرة يعزى في العموم لمحاولة العناصر التشبه بالغازات الخاملة في التركيب الإلكتروني فإن توقع حالة العنصر في الطبيعة يمكن إدراكها. فمثلا الصوديوم و البوتاسيوم وجميع أفراد المجموع الأولى (باستثناء الهيدوجين) يمكن أن تصبح مثل الغاز الخامل السابقة عليه في الترتيب (العدد الذري) إذا فقد إلكترون واحد. و هكذا نجد هذه العناصر على صورة كاتيون أحادي الشحنة (أيون موجب له شحنة موجبة واحدة) $(H^+, Li^+, Na^+, K^+,…)$. بينما تفضل عناصر المجموعة السابعة مثل الفلور والكلور والبروم اكتساب إلكترون واحد وتصبح مثل الغاز الخامل التالي لها في العدد الذري، أي تكون : F^-, Cl^-, Br^-, I^-.

- **المجموعات B:**

تم وضع هذه المجموعات المعقدة في الجدول الدوري بين المجموعة الثانية والثالثة (2A,3A) وذلك للمحافظة على الترتيب عبر الدورات والمجموعات. وتبدأ هذه المجموعات في الظهور عند العنصر

سكانديوم (Sc)، والذي يبدأ عنده المدار 3d في الامتلاء (الدورة الرابعة)ونخرج منها ثانيا عندما يبلغ عددإلكترونات المدار 3d عشرإلكترونات (اكتمال المدار) وندخل في المجموعة 3A. تسمى العناصر الموجودة في المجموعات B الثلاث الأولى (دورة 4- 6) بالعناصر الانتقالية أو عناصر القطاع d d-block elements وهي عشرة أعمدة تم ترتيبها بحيث يكون رقم المجموعة متماشيا قدر الإمكان مع تكافؤ العنصر. هكذا يعطى للعدد التاسع من هذه العناصر الرقم 1B وهي تشمل النحاس والفضة والذهب والتي يسود فيها التكافؤ الأحادي (Ag^+,Cu^+,Au^+) كما يعطى العمود العاشر الرقم 2B ويشمل Zn, Hg, Cd, والتي يسود فيها التكافؤ الثنائي (Zn^{2+},Cd^{2+},Au^+) وهكذا. وقد أعطى للأعمدة 6- 8 رقم واحد هو 8B لكل من Fe, Co, Ni في الدورة الرابعة و Ru, Rh, Pd في الدورة الخامسة، و Os, Ir, Pt في الدورة السادسة. بالإضافة إلى عناصر القطاع d يوجد أيضا عناصر القطاع f f-block elements. ويكتف عادة بذكر العنصر الأول من كل دورة (اللانثانيوم La في الدورة السادسة و الاكتينيوم Ac في الدورة السابعة)، مع ذكر العناصر المنتهية لكل عنصر في صورة شريط تحت الجدول الدوري. هناك مجموعتان لعناصر الطوق f هي اللانثانيدات والاكتينيدات، وتضم كل مجموعة 14 عنصر. وتتميز المجموعتان السابقتا الذكر باحتواء مدارات التكافؤ على المدار f.

دورية الخواص الذرية:

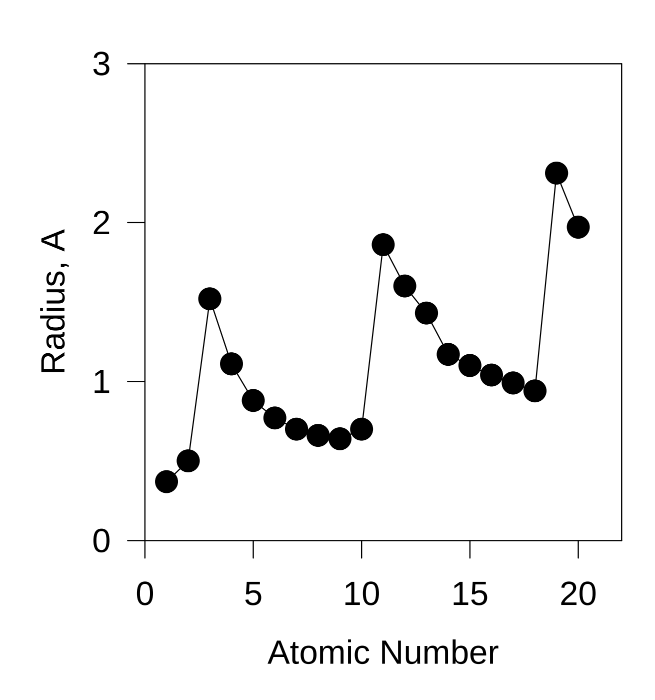
يقصد بدورية الخاصية الذرية تغير الصفة في اتجاه معين (زيادة أو نقص) عبر الدورة ثم العودة مرة ثانية للتغير بنفس المظهر عبر الدورات التالية. ولا شك أن دورية الخاصية تنشأ من تمثل تركيب إلكترونات التكافؤ في المجموعة الواحدة وتغيرها نسبيا عبر الدورة. وهناك عدة عوامل عامة يجب التنبه إليها لفهم تغير الخاصية:

1. كلما زاد رقم الكم الأساسي n بَعُدت إلكترونات التكافؤ عن النواة (زيادة حجم الذرة)، وهكذا فإلكترون التكافؤ في ذرة Na أبعد من إلكترون التكافؤ في ذرة Li (أي حجم Na أكبر من Li).
2. كلما زاد العدد الذري تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، حيث يزيد عدد البروتونات الموجبة. ويظهر هذا بوضوح عبر الدورة حيث لا يحدث تغير كبير في حجم الذرة (نفس رقم الكم الأساسي n). وهكذا نتوقع أن يزيد اقتراب الإلكترون الأخير (أوإلكترونات التكافؤ) من النواة، أي صغر حجم الذرة عبر الدورة .
3. تعمل الإلكترونات الداخلية كحاجب للشحنة الموجبة للنواة بالنسبة للإلكترونات الخارجية. ويعتمد قدرة المدار على حجب شحنة النواة على شكل المدار وعدد الإلكترونات فيه. يزيد حجب الإلكترونات الداخلية في الترتيب : $s > p > d > f$

4. تنشأ قوة تنافر عند ازدواج الإلكترونات في المدارات، وهكذا تصبح عملية نزع إلكترون مزدوج أسهل من نزعه إذا كان منفردا.

الحجم الذري Atomic size :

للتسهيل يمكن اعتبار الذرات كرات يتناسب حجمها مع نصف قطر الكرة. يمثل الشكل (3-2) تغير قيمة نصف القطر مع العدد الذري لعناصر المجموعات A الثمانية. نلاحظ دورية الحجم الذري حيث يقل عموما عبر الدورة من اليسار إلى اليمين ثم يعود للزيادة عند المجموعة الأولى في الدورة الثالثة ثم يقل تدريجيا حتى نهاية الدورة وهكذا. لاحظ أن الحجم يزيد عبر المجموعة من أعلى إلى أسفل في كل الحالات. هناك استثناءات قليلة بسبب عدم حظية تغير الخاصية، مثلا: حجم الهليوم أكبر من حجم الهيدروجين، حيث يبدو أن قوة التنافر بسبب ازدواج إلكتروني الهليوم تسود في تحديد اتجاه تغير الخاصية.



شكل (3-2) : تغير نصف قطر الذرة مع العدد الذري للدورات الثلاث الأول.

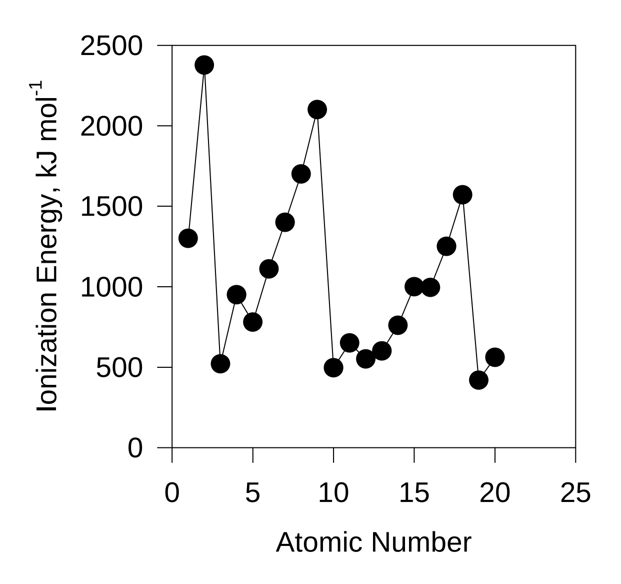
طاقة التأين Ionization energy (I) :

هي كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون ذرة ما من الحالة المستقرة (n=1) في الحالة الغازية. وكقاعدة عامة تزيد كمية الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الثاني عن الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون

السابق، و هكذا. ويطلق اسم طاقة التأين الأولى على عملية النزع الأولى وطاقة التأين الثانية على نزع الإلكترون الثاني، وهكذا . مثال: طاقات تأين الألمونيوم

$$Al_{(g)} \rightarrow Al^{+}_{(g)} + e \quad ; \quad I_1 = 580 \text{ kJ/mol} \qquad (3\text{-}1)$$
$$Al^{+}_{(g)} \rightarrow Al^{++}_{(g)} + e \quad ; \quad I_2 = 1815 \text{ kJ/mol} \qquad (3\text{-}2)$$
$$Al^{++}_{(g)} \rightarrow Al^{+++}_{(g)} + e \quad ; \quad I_3 = 2740 \text{ kJ/mol} \qquad (3\text{-}3)$$
$$Al^{+++}_{(g)} \rightarrow Al^{++++}_{(g)} + e \quad ; \quad I_4 = 11,600 \text{ kJ/mol} \qquad (3\text{-}4)$$

لاحظ ازدياد قيمة طاقة التأين مع زيادة رقم الإلكترون المطلوب نزعه و بعد الوصول إلى Al^{3+} تزيد جدا وذلك لأن الإلكترون الرابع ينزع من إلكترونات القلب، بينما الثلاثة الأولى عبارة عن إلكترونات تكافؤ مع نزعها يصل الألمونيوم إلى الحالة الأثبت (حالة الغاز الخامل). يعرض الشكل (3-2) لتغير قيمة طاقة التأين مع العدد الذري للدورات الثلاث الأولى . و من الرسم البياني يمكن استخلاص ما يلي : 1- أقل طاقة تأين هي للمجموعة الأولى المحتوية على إلكترون واحد في مدارات التكافؤ. 2- أعلى طاقة تأين هي للغازات الخاملة المكتملة التكافؤ. 3- تقل طاقة التأين عبر المجموعة من أعلى إلى أسفل لبعد الإلكترون عن النواة أكثر. 4- تزيد طاقة التأين عبر الدورة من اليسار إلى اليمين لزيادة عدد البروتونات (جذب النواة) ودون تغير في رقم الكم الأساسي. 5- هناك قطعان عبر الدورة الثانية، و آخران عبر الدورة الثالثة، حيث تقل طاقة تأين البورون عن البريليوم، والألمونيوم عن المغنسيوم في القطع الأول. ويحدث القطع الثاني عندما تقل طاقة تأين الأكسجين عن النتروجين، والكبريت عن الفسفور.



شكل (3-3) : تغير طاقة التأين الأولى مع العدد الذري للدورات الثلاث الأول.

ويعزى القطع الأول إلى حجب المدار المكتمل للإلكترون المضاف إلى المدار وبالتالي سهولة نزعه. أما القطع الثاني فينشأ عن ازدواج إلكترونين في المدار بعد أن كان المدار نصف ممتلئ بثلاثةإلكترونات تدور في نفس الاتجاه.

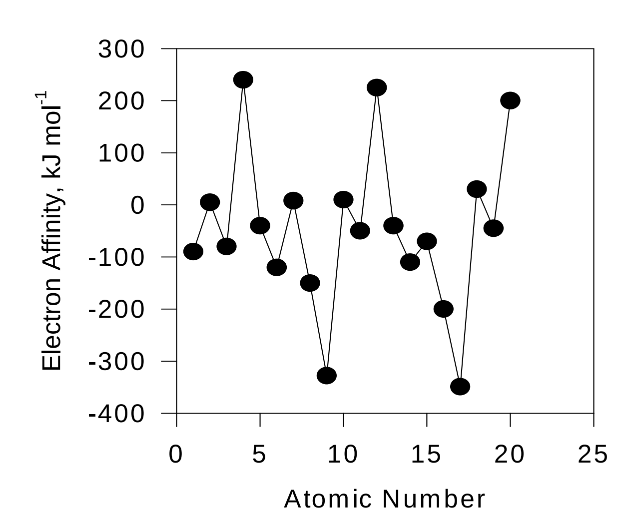
الألفة الإلكترونية Electron affinity :

هي كمية الطاقة المطلقة أو الممتصة عند إضافة إلكترون للذرة في الحالة الغازية

$$X_{(g)} + e \rightarrow X_{(g)} \qquad (3\text{-}5)$$

القيمة الموجبة لهذه الطاقة تعني امتصاص طاقة، بينما القيمة السالبة تعنى طرد طاقة. وبالطبع تزيد الألفة كلما زادت سالبية المقدار ويعرض الشكل (3-4) التغير في الألفة الإلكترونية مع العدد الذري للدورات الثلاث الأول. ويلاحظ اعتماد الألفة الإلكترونية على العدد الذري، حتى عبر نفس الدورة، وإن كان من الممكن استنتاج ما يلي :

1. عبر الدورة تزيد عموما الألفة الإلكترونية، باستثناء عناصر المجموعة الأولي (لاكتمال المدار s)، والمجموعة الخامسة (لبدأ ازدواج إلكترونين)، ومجموعة الغازات الخاملة (لاستقرار حالة الذرة العالي).
2. أقل العناصر في الألفة الإلكترونية هي المجموعة الثانية (Be, Mg, Ca, ...)، نظرا لبدأ امتلاء المدار p، بينما عناصر المجموعة السابعة أكبرها في الألفة الإلكترونية لتحولها إلى شكل العناصر الخاملة التالية لها في العدد الذري.
3. عبر المجموعة تقل عموما الألفة الإلكترونية قليلا بسبب سهولة إضافة إلكترون كلما بعدنا عن النواة مع جود استثناءات عديدة .



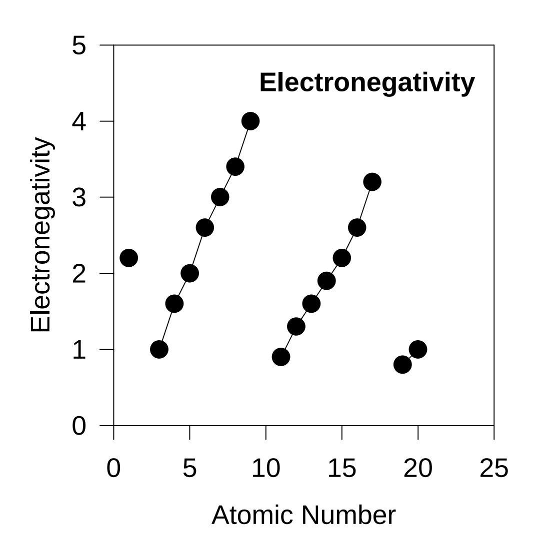
شكل (3-4) : تغير الألفة الإلكترونية مع العدد الذري للدورات الثلاث الأولى.

السالبية الكهربية أو الكهروسالبية Electronegativity:

هي المقدار النسبية لذرة في جزيء على جذب الإلكترونات إليها. وتقوم طريقة بوليج Pouling لتقدير السالبية الكهربية على حسابات طاقة الرابطةbond energy لمعرفة الفرق في السالبية الكهربية للذرتين x-yالمكونين للرابطة y-x . ويمكن استخدام المعادلة الآتية:

فرق السالبية الكهربية = طاقة الربطةx-y المقاسة – طاقة الرابطة x-y المتوقعة

طاقة الرابطة x-y المتوقعة = (طاقة الرابطة x-x + طاقة الرابطةy-y) ÷ 2



شكل (3-5) : تغيير السالبية الكهربية مع العدد الذري للعناصر العشرين الأول.

وبأخذ السالبية الكهربية للفلور كمرجع اختياري مساويا 4، يمكن حساب قيم السالبية الكهربية لأي عنصر. يصور الشكل (3-5) اعتماد السلبية الكهربية على العدد الذري للعناصر العشرين الأول. وقد تم حذف العناصر الخاملة لصعوبة تكوين روابط مع هذه الذرات. يلاحظ الزيادة الاطرادية في السالبية الكهربية مع زيادة العدد الذري عبر الدورات ثم دورية هذا السلوك عبر الدورة الثانية . عموما تقل السالبية الكهربية مع زيادة العدد الذري عبر المجموعة الواحدة. عند اشتراك عنصرين في تكوين الروابط يمكن التعبير عن ذلك بوضع شحنة سالبة على العنصر الأعلى في السالبية الكهربية وشحنة موجبة على العنصر الأقل. إذا كان الفرق صغير تستبدل الشحنة الموجبة بالرمز (δ+) والسالبة بالرمز (-δ)، وأخيرا فإن تماثل العنصرين يحتم عدم وجود شحنات.

مثال: يمكن كتابة كلوريد الصوديوم و كلوريد الهيدروجين والكلور حسب السالبية الكهربية كما يلي:

فرق كبير جدا $Na^{+}Cl^{-}$ ، فرق محدود $H^{\delta+}$-$Cl^{\delta-}$ ، لا فرق Cl-Cl.

المعادن واللامعادن و أشباه المعادن :

يمكن تقسيم عناصر الجدول الدوري حسب الصفات المعدنية إلى ثلاثة مجموعات أساسية هي المعادن و اللامعادن و أشباه المعادن .

1. **المعادن:**

تشمل عناصر المجموعتين 2A و1A وجميع العناصر الانتقالية ذات المجموعات B، بالإضافة إلى بعض عناصر المجموعات 5A و 4A و3A وأهم الصفات المعدنية :

- جودة التوصيل الكهربي والحراري .
- التواجد في الحالة الصلبة (باستثناء الزئبق).
- التبلور في شكل بلوري محدد لكل عنصر معدني.
- عدم الشفافية لقدرة المعادن العالية على امتصاص الضوء.
- ارتفاع الكثافة مقارنة بباقي العناصر.
- جودة الخواص الميكانيكية عموما مثل قابلية الطرق والسحب والتشكيل ومقاومة الصدمات والخدش والمرونة.
- ترابط الأيونات الموجبة بسيل من الإلكترونات غير ثابتة التواجد وتسمى نوعية الترابط بالرابطة المعدنية.
- التأكسد في وجود الأكسجين أو العوامل المؤكسدة وتكوين الأكاسيد المعدنية (باستثناء الذهب).

- تفضل فقد الإلكترونات والتحول إلى كاتيونات.

2. **اللامعادن:**

تشمل الغازات الخاملة و الهالوجينات (فلور و كلور و بروم ويود) والهيدروجين و الأكسجين والكبريت والنتروجين والفسفور والكربون والسلينيوم. وهي قد تكون غازات، مثل أغلب العناصر سابقة الذكر أو صلبة مثل العناصر: كربون و كبريت و سيلينوم , فسفور و أو سائل وحيد هو البروم . وبعكس المعادن تكون صفات اللامعادن كما يلي:

- ضعف التوصيل الكهربي والحراري.
- ضعف الصفات المعدنية مثل الهشاشة وعدم مقاومة الصدمات أو الخدش.
- انخفاض الكثافة.
- كثير منها يفضل اكتساب إلكترونات والتحول (أو المشاركة) في تكوين الشقوق الحمضية (الكلوريد والكبريتات والنترات والفوسفات).

3. **أشباه المعادن:**

وتقع بين المجموعتين السابقتين في الجدول الدوري، وتشمل الألمونيوم و البورون و السليكون والجرمانيوم والانتيمون والزرنيخ والتيلريوم. وعموما ُتظهر هذه العناصر بعض صفات المعادن وبعض صفات اللامعادن. مثلا يمكن إذابتها في وسط حمضي وتكوين شقوق قاعدية منها (Al^{3+} و Sb^{3+} و As^{3+} و Si^{4+} و B^{3+}). كما يمكن إذابتها في القلويات لتكوين شقوق حمضية مثل الالمونت AlO_2^- و الانتمونات SbO_2^- و الزرنيخات AsO_3^{2-} و البورات $B_4O_7^{2-}$. وتوصيلها الكهربائي غالبا بين المعادن واللامعادن، وعلى ذلك تسمى بعض عناصرها وأهمها السليكون والجرمانيوم بأشباه الموصلات.

إختبار ذاتي

1- على أي أساس بنى مندليف وماير جدولهما ؟
2- على أي أساس بني الجدول الحديث للعناصر ؟
3- ما هي أقسام الجدول الدوري الأساسية ؟
4- ما هي مميزات الجدول الحديث مقارنة بجدول مندليف ؟
5- ما المقصود بدورية وتدرج الخواص الكيميائية في الجدول الدوري ؟
6- رتب العناصر الآتية حسب حجم ذراتها : C , Be, F, Li, H
7- رتب العناصر الآتية حسب طاقة تأينها الأولى : N, O, B, Ne
8- رتب العناصر الآتية حسب الألفة الإلكترونية : N, O, F, Mg
9- رتب العناصر الآتية حسب السالبية الكهربية : F, N, Be, B
10- أي من العناصر الآتية معدن : H, Li, O, N, K
11- أي من العناصر الآتية لا معدن : Li, Ca, He, S, C
12- أي من العناصر الآتية شبه معدن : Na, Ne, Al, P, Cl
13- أي من العناصر الآتية غاز خامل : O, Cl, Ar, N, H
14- لماذا تقل طاقة تأين الأكسجين عن النتروجين ؟.
15- 15لماذا تقل طاقة تأين البورون عن البريليوم.
16- لماذا تتواجد عناصر المجموعة الأولى في صورة كاتيونات أحادية الشحنة ؟

إجابة الاختبار الذاتي

1. بنى مندليف و ماير جدولهما على أساس دورية الصفات الكيميائية مثل الحمضية والقاعدية مع زيادة الوزن الذري. حيث تزيد الحمضية عبر الدورات وتقل القاعدية، بينما تزيد القاعدية أو تقل الحمضية عموما كلما زاد الوزن الذري عبر المجموعات.
2. بني الجدول الدوري الحديث على أساس صف العناصر في صفوف وأعمدة حسب الخواص الكيميائية والترتيب الإلكتروني لمدارات تكافؤ الذرات مع تدرج الخواص عبر الدورات والمجموعات. المجموعات تتشابه فيها الخواص و التكافؤ بينما تتدرج الخواص عبر المجموعة ، حيث تزيد الحموضة مع العدد الذري عبر الدورة بينما تقل عبر المجموعة . مما يميز الجدول الدوري الحديث هو أن كل عنصر يمثل بعدد صحيح وليس كسر مثل جدول مندليف.
3. ينقسم الجدول الدوى الحديث إلى صفوف تسمى دورات وعددها سبع دورات وأعمدة تسمى مجموعات ، وتنقسم المجموعات إلى قسمين :

المجموعات A الأساسية والمجموعات B للعناصر للانتقالية . عدد المجموعات الأساسية هي سبع مجموعات 1A,2A,3A,4A,5A,6A,7A بالإضافة إلى الغازات الخاملة . عدد المجموعات للعناصر الانتقالية هي ثمانية 1B, 2B, 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B والمجموعة B تتكون من ثلاثة مجموعات فرعية .

4. يتميز الجدول الدوري الحديث بإن كل عنصر يشغل مكانه الصحيح حسب خواصه وعدده الذري وليس هناك أخطاء في ترتيب الخواص حسب الوزن الذري و الذي هو كسر من الصعب إدراك مكان العنصر بوضوح فيه.
5. المقصود بدورية وتدرج الخواص الكيميائية هو إيجاد نموذج متدرج لسلوك العناصر ومعه عددها الذري عبر كل دورة . مثلا تزيد السالبية الكهربية مع العدد الذري عبر كل دورة وكذلك يزيد الحجم عبر كل مجموعة.
6. حسب الحجم : Li > Be > C >F > H
7. حسب طاقة التأين الأولى : Ne > N > O > B
8. حسب الألفة الإلكترونية: F > O >N> Mg
9. حسب السالبية الكهربية F > N > B > Be
10. العناصر المعدنية هي: Li , K
11. العناصر الامعدنية هي : He , S , C

12. العناصر شبه المعدنية هي : Al

13. الغازات الخاملة هي : Ar

14. تقل طاقة تأين الأكسجين عن النتروجين بسبب طاقة التنافر المتولدة من ازدواج زوج من الإلكترونات في ذرة الأكسجين مقارنة بشغل المدارات بإلكترونات منفردة في ذرة النتروجين .بسبب التناثر يكون من السهل طرد إلكترون (تأين) من ذرة الأكسجين.

15. تقل طاقة تأين البورون عن البريليوم بسبب حجب إلكتروني المدار 2s لشحنة النواة عن الإلكترون الموجود في المدار 2p في ذرة البورون ،مما يسهل الخروج من الذرة مقارنة بذرة البريليوم.

16. تتواجد كاتيونات المجموعة الأولى مثل K^+ , Na^+ , Li^+ في صورة كاتيونات أحادية الشحنة الموجبة حيث يصبح التركيب الإلكتروني لها مثل الغازات الخاملة المقابلة.

الكيمياء العامة

الربط الكيميائي

الربط الكيميائي

4

الجدارة: إيجاد و وصف الروابط الكيميائية للجزيئات المختلفة.

الأهداف :

- أن يفرق الطالب بين أنواع الروابط الكيميائية و يستنتج الخواص حسب نوع الربط.
- أن يكتب الطالب الصيغ الكيميائية للجزيئات في صورها الجزيئية و البنائية و الفراغية.
- أن يحسب الطالب التغير في الطاقة عند تكوين المركبات بالحساب الكيميائي.
- أن يترجم الطالب أسماء المركبات إلى الصيغ الكيميائية السليمة.

الوقت المتوقع للدراسة : ست ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: وصف الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر و معرفة الخواص الجزيئية.

الربط الكيميائي Chemical bonding :

حيث إن أغلب المواد تعد من المركبات، فإن طريقة الربط بين الذرات تحدد إلى حد كبير سلوك المادة الكيميائية، فمثلا ملح الصوديوم عند إذابته في الماء يستطيع توصيل التيار الكهربائي لأنه مكون من أيونات موجبة (Na^+) وأيونات سالبة (Cl^-)، بينما يعجز الكلوروفورم CH_3Cl عن توصيل الكهرباء لأنه لا يتشكل من أيونات ولا يستطيع التأين. وبينما يُذِيب الماء كثير من المواد، فإن البنزين لا يستطيع إذابة الإلكتروليتات لأنه مذيب غير قطبي. ولما كان هدف الربط الكيميائي هو وصول التركيب الإلكتروني للذرات إلى حالة الغازات الخاملة غالبا، فإن ذلك يمكن تحقيقه إما بانتقال كامل للإلكترونات من ذرة إلى أخرى (هنا تنشأ الرابطة الأيونية) أو مشاركة الإلكترونات بين الذرات المتجاورة (هنا تنشأ الرابطة التساهمية). وبالطبع تزيد قطبية الرابطة التساهمية كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية للذرتين المكونتين للرابطة.

الرابطة الأيونية Ionic bond :

عندما يتفاعل عنصر من المجموعات 1A,2A,3A مع عنصر من المجموعة 7A,6A حيث إن هناك فرق كبير في السالبية الكهربية بين العنصرين، فغالبا ما يتم انتقال كامل الإلكترونات من عنصر المجموعة الأقل سالبية كهربية إلى عنصر المجموعة عالية السالبية الكهربية، وبهذا تتكون الأيونات ومنها تتكون المركبات الأيونية. **مثال:**

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl \qquad (4\text{-}1)$$
$$Al + 3F \rightarrow AlF_3 \qquad (4\text{-}2)$$
$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO \qquad (4\text{-}3)$$

المركبات الناتجة في المثال هي في الواقع : $Na^+Cl^-,\ \ Al^{+++}(F^-)_3,\ \ Ca^{2+}O^{2-}$ ، ومن الواضح أن هذه المركبات تستطيع توصيل التيار الكهربائي عبر هجرة الأيون إلى القطب المعاكس لشحنة الأيون. الأيون الموجب ويسمى كاتيون يهاجر نحو المهبط (الكاثود)، بينما يهاجر الأيون السالب وهو الانيون نحو المصعد (الأنود). ويمكن التعبير عن تكوين كلوريد الصوديوم كما يلي:

$$\dot{Na} + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \ \rightarrow Na^+ \ + \ :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^- \qquad (4\text{-}4)$$
$$[Ne]3S^1 \quad [Ne]3s^2 3p^5 \quad [Ne] \quad [Ar]$$

يصور التركيب الإلكتروني تحول الذراتين Na و Cl إلى التركيب الإلكتروني للغازين الخاملين Ne و Ar. وحيث إن هناك شحنات مختلفة فإن الرابطة هي في الواقع تجاذب كهربي ساكن يخضع لقانون كولوم. ويمكن تقدير طاقة التجاذب وفق هذا القانون:

$$E = 2.31 \times 10^{-19} \ (q^{+} q^{-} / r) \qquad (4-5)$$

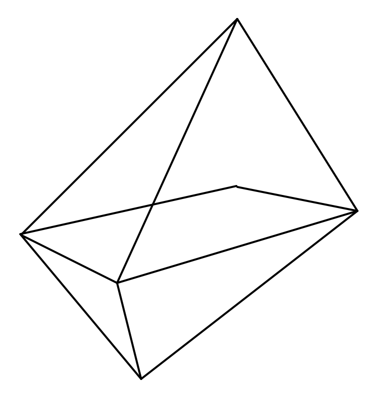
حيث E هي طاقة التجاذب بوحدة الجول (J) و r هي المسافة بين مركزي الأيونين بوحدة nm و q^{+} و q^{-} هما القيمتان العدديتان لشحنتين الكتيون والأنيون.

مثال: احسب الطاقة المنطلقة عند تكوين جزيء واحد من كلوريد الصوديوم من ذرتي الكلور والصوديوم، علما بإن نصفا قطري أيونا الكلور والصوديوم هما 0.95 Å و 1. 81 Å.

الحل:

$$r = 0.095 + 0.181 = 0.276 \text{ nm}$$
$$q^{+} = 1 , \quad q^{-} = -1$$
$$E = 2.31 \times 10^{-19} \, q^{+} q^{-} / r$$
$$= 2.31 \times 10^{-19} \times (+1) \times (-1) / 0.276 \quad = -8.37 \times 10^{-19} \text{ J}$$

تمثل طاقة الشبكة Lattice Energy جزء من الطاقة المنطلقة عند تكوين الأيونات ، وُتكَون شبكة بلورية Crystal lattice معينة حسب نوع المركب الأيوني. ملح كلوريد الصوديوم مثلا يوجد على صورة بلورات ُيَحاط فيها أيون الصوديوم بستة أيونات من الكلور وبالمثل ُيَحاط أيون الكلوريد بستة أيونات من الصوديوم، وعلى ذلك نحصل على الشكل المعروف بثماني الأوجه Octahedral ، وهو عبارة عن هرمين رباعيين متحدا القاعدة، شكل (1-4). وبسبب قوة التجاذب بين الأيونات ترتفع درجة انصهار وغليان المركبات الأيونية .



شكل (1-4): الشكل البلوري لملح كلوريد الصوديوم.

حساب طاقة الشبكة للمركبات الأيونية الثنائية:

طاقة الشبكة(E) هي كمية الطاقة المنطلقة عند تكوين البلورة الصلبة من أيوناتها في الحالة الغازية.

مثال: $Li^+_{(g)} + F^-_{(g)} \rightarrow LiF_{(s)} + E$

يمكن من قانون كولوم حساب طاقة الشبكة:

$$E= K\, q^+ q^- / r \qquad (4\text{-}6)$$

حيث E هي طاقة الشبكة و K ثابت يعتمد على تركيب البلورة و التركيب الإلكتروني للأيونات. ومن الواضح أن E دائما للمركبات تكون سالبة، لأن ناتج $q^+ q^-$ يجب أن يكون سالب .

مثال: طاقة الشبكة لبعض المركبات الأيونية:

NaCl	-789 kJ/mol
MgCl	-2570 kJ/mol
MgO	-3890 kJ/mol

وبالطبع تتناسب طاقة الشبكة مع حجم الأيونين عكسيا. مثال:

طاقا الشبكة لفلوريد الليثيوم -1047k J/mol حيث r = 0.196 nm

ولكلوريد الصوديوم -789 kj/mol حيث r = 0.276 nm

ومن الحساب الكيميائي يمكن أيضا استخلاص طاقة الشبكة كما في المثال التالي:

مثال: احسب طاقة الشبكة لملح LiF، علما بأن طاقة تأين الليثيوم 250 kJ/mol وطاقة تسامي (تصاعد) الليثيوم (أي تحوله إلى غاز) هي 161 kJ/mol وطاقة تفكك الفلور إلى ذرات 154 kJ/mol والألفة الإلكترونية للفلور 328 kJ/mol- وطاقة تكوين LiF من عناصره في الحالة الطبيعية: F_2 و $Li_{(s)}$، هي -617 kJ/mol.

الحل: يمكن التعبير عن تكوين ملح LiF بالخطوات الآتية:

- تسامي ذرة ليثيوم: $Li_{(s)} \rightarrow Li_{(g)} + 161\ kJ/mol$ (i)
- تأين ذرة ليثيوم: $Li_{(g)} \rightarrow Li^+_{(g)} + e + 520\ kJ/mol$ (ii)
- تفكك نصف جزيء فلور لانتاج ذرة فلور: $\frac{1}{2} F_{2(g)} \rightarrow F_{(g)} + 77\ kJ/mol$ (iii)
- طاقة الألفة الإلكترونية للفلور: $F_{(g)} + e \rightarrow F^-_{(g)}\ -328\ kJ/mol$ (iv)
- طاقة الشبكة للملح: $F^-_{(g)} + Li^+_{(g)} \rightarrow LiF_{(s)} + E$ (v)

مجموع المعادلات السابقة هي معادلة تكون $LiF_{(s)}$ من عنصري $F_{2(g)}$ و $Li_{(s)}$ حسب المعادلة:

$$Li_{(g)} + \tfrac{1}{2}F_{(g)} \rightarrow LiF_{(s)}\ -617\ kJ/mol \qquad (vi)$$

من المعادلات (i-vi) يمكن حسب نتيجة E المجهولة.

التركيب الإلكتروني للإيونات :

سبقت الإشارة إلى أن الأيونات تتكون عندما تحاول الذرات التشبه بالتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل. ويعرض الجدول (1-4) للإيونات التي تأخذ تركيبة الغاز الخامل . و مع ظهور العناصر الانتقالية ذات المدار d تبدأ بعض مظاهر الحيود عن تركيبة الغاز الخامل .

جدول (1-4) : أيونات بعض عناصر المجموعات الرئيسية في الجدول الدوري للعناصر.

1+	2+	3+	3-	2-	1-
Li^{+}	Be^{2+}	Al^{3+}	N^{3-}	O^{2-}	F^{-}
Na^{+}	Mg^{2+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^{-}
K^{+}	Ca^{2+}			Se^{2-}	Br^{-}
Kb^{+}	Sr^{2+}			Te^{2-}	I^{-}
Cs^{+}	Be^{2+}				

وبعض الأيونات المكتملة المدار d تظهر ثباتا ملحوظا على الرغم من عدم تحقيق تركيبة الغاز الخامل ومن هذه الأيونات : Cu^{+}, Ag^{+}, Au^{+} , Zn^{2+}, Cd^{2+}, Hg^{2+} , Ga^{3+}, In^{3+} , Tl^{3+} ، وجميعها لها التركيب الإلكتروني $ns^2\ np^6\ nd^{10}$ في المدار الأخير، وتسمى بتركيب الغاز الخامل الكاذب Pseudo-noble gas configuration. وهناك بعض الأيونات عالية الثبات عند امتلاء نصف المدار d مثل Fe^{3+} , Mn^{2+} ، وأخيرا فهناك أيونات لا تحقق أي من الثلاث التركيبات السالفة الذكر ومنها :

Cr^{3+} , Cr^{2+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Cu^{2+} , Sn^{2+} , Pb^{2+}

حجم الأيون Ionic size :

يعتمد حجم الأيون على موقعه في الجدول الدوري من حيث الدورة والمجموعة، وكذلك عدد الإلكترونات المنزوعة أو المضافة للذرة. عموما عند نزع الإلكترونات نتوقع أن يكون حجم الأيون أصغر من الذرة، بينما نتوقع زيادة الحجم مع إضافة الإلكترونات . فمثلا:

$Al^{3+} < Al$, $Ca^{2+} < Ca$, $Na^{+} < Na$, $Li^{+} < Li$

ولكن: $F^{-} > F$, $Cl^{-} > Cl$, $O^{2-} > O$, $S^{2-} > S$.

و كما في حالة الذرة فإن الحجم يزيد كلما اتجهنا أسفل المجموعة. فمثلا: $Li^{+} < Na^{+} < K^{+} < Cs^{+}$ و $F^{-} < Cl^{-} < Br^{-} < I^{-}$. ولكن عند المقارنة عبر الدورات يجب أن يكون عدد الإلكترونات متساوي في الأيونات isoelectronic ions. وحيث إن عدد البروتونات يزيد مع العدد الذري فمن المتوقع أن يقل الحجم مع زيادة العدد الذري . فمثلا للإيونات الآتية التركيب الإلكتروني للنيون : $O^{2-}, F^{-}, Na^{+}, Mg^{2+}$, Al^{3+} ، وعلى ذلك فحجومها كما يلي: $O^{2-} > F^{-} > Na^{+} > Mg^{2+} > Al^{3+}$

الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية:

لكتابة الصيغة الكيميائية لمركب أيوني ُنرَاعى ما يلي:

1. يكتب الشق القاعدي (الكيتون) أولا من جهة اليسار ثم يليه الشق الحامضي (الانيون).
2. نختار نسب الكتيونات و الانيونات، بحيث يكون العدد الكلي للشحنات الموجبة مساويا لعدد الشحنات السالبة، وذلك لأن الجزيء متعادل كهربياُ.
3. عندما تكون إحدى الشحنتين متكونة من أكثر من ذرة تعامل عند الحساب كما لو كان رمزا واحدا وعند الحاجة يوضع بين قوسين.
4. ُتكتب نسبتا الشقوقين كلاحقة خلفية سفلية دائما.

مثال: الصيغة الكيميائية لكلوريد الكالسيوم هي $CaCl_2$ لأن Cl^- و Ca^{2+}، فاللوزن نحتاج $2Cl^-$ ليتعادل المركب.

مثال: الصيغة لكبريتات الألمنيوم $Al_2(SO_4)_3$ وذلك لأن Al^{3+} مع SO_4^{2-} يتحقق التعادل عند $2Al^{3+}$ $3SO_4^{2-}$.

مثال: الصيغة الكيميائية لكبريتات الأمنيوم هي $(NH_4)_2SO_4$ لأن NH_4^+ مع SO_4^{2-} يتحقق التعادل عندما يكون $2NH_4^+$ مع SO_4^{2-}.

سؤال : استنتج صيغة المركب الأيوني من الماغنسيوم والفسفور.

الحل : الأيونات المتكونة هي P^{3-} و Mg^{2+}، وليتحقق التعادل الكهربي يلزم أخذ $3Mg^{2+}$ مع $2P^{3+}$. وعلى ذلك :

$$2P + 3Mg \rightarrow Mg_3P_2 \qquad (4-7)$$

الأيونات عديدة الذرات Polyatomic ions :

الأيونات عديدة الذرات تتكون من ترابط عدد من الذرات بروابط تساهمية و تكون شحنة الأيون موزعة على الأيون ككل. ومن أمثلة هذه الأيونات ، وأغلبها أنيونات، الأيونات المذكورة في الجدول (2-4).

جدول (2-4): أيونات عديدة الذرات شائعة في المختبرات الكيميائية.

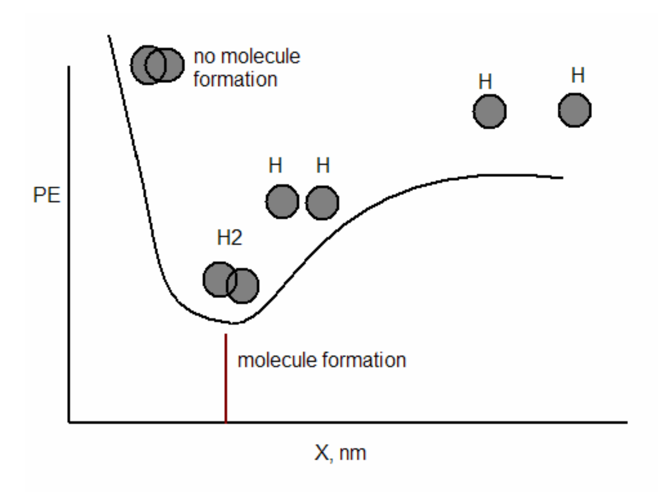
الايون	Ion	صيغة الأيون
امونيوم	Ammonium	NH_4^+
هيدرونيوم	Hydronium	H_3O^+
كربونات	Carbonate	CO_3^{2-}
بيكربونات	Bicarbonate	HCO_3^-
نيتريت	Nitrite	NO_2^-
نترات	Nitrate	NO_3^-
كبريتات	Sulphate	SO_4^{2-}
كبريتيد	Sulphite	S^{2-}
بريكلورات	Perchlorate	ClO_4^-
خلات	Acetate	CH_3COO^-
ديكرومات	Dichromate	$Cr_2O_7^{2-}$
برمنجنات	Permanganate	MnO_4^-

الرابطة التساهمية covalent bond :

تنشأ هذه الرابطة عندما تشارك ذرة مع أخرى بإلكترون أو أكثر في محاولة الوصل إلى التركيبة الإلكترونية للغاز الخامل لكلا الذرتين. وتكون الرابطة التساهمية نقية pure covalent عندما تشارك ذرتان من نفس العنصر في تكوين الرابطة مثل الهيدروجين في H_2 والأكسجين في O_2 و الكلور في Cl_2 وهكذا. عندما تشارك ذرتان مختلفتان في تكوين الرابطة تكون الرابطة تساهمية قطبية polar covalent مثل الهيدروجين و الكلور في HCl. وكقاعدة عامة فإن تكوين الروابط الكيميائية يكون مصحوبا بانخفاض في طاقة الوضع أي أن طاقة وضع الجزيء أقل من طاقة وضع الذرات.

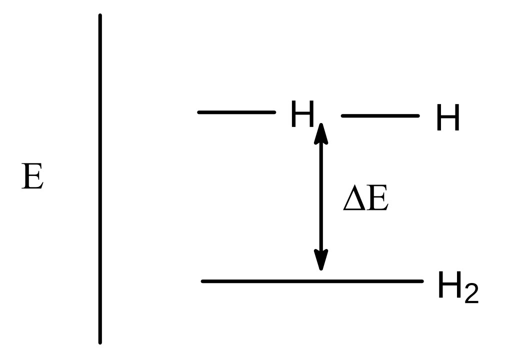
مثال: صف عملية تكوين جزيء الهيدروجين من ذرتي هيدروجين ؟

الحل: يصور الشكل (2-4) عملية تكوين جزيء الهيدروجين من ذرتين من الهيدروجين.



شكل (4-2) : عملية تكوين جزيء الهيدروجين من ذرتيه

الوضع من اليمين هو بداية تجاذب ذرتي الهيدروجين وما ينتج عن ذلك من اقتراب الذرتين وانخفاض طاقة الوضع (Potential Energy= PE) ، يزيد التجاذب عند الوضع الثاني، وبالتالي يزيد انخفاض PE حتى الوصول إلى أقل PE وهو الموضع الذي يتكون عنده الجزئ. في حالة جزيء الهيدروجين تكون المسافة بين النواتين حوالي Å 0.74. إذا تخيلنا زيادة انضغاط الذرتين أكثر عند الوضع الأخير نلاحظ زيادة طاقة الوضع عن حالة الذرات وهو ما يعنى عدم تكوين جزيئات. ويعزى الوضع الأخير إلى زيادة قوى التنافر عن التجاذب. ويمكن التعبير بيانيا عن تكون H_2 من ذرات الهيدروجين بالرسم المبسط في الشكل (4-3):



شكل (4-3) : رسم يوضح فرق الطاقة المنطلقة عند تكوين جزيء هيدروجين من ذرتين من الهيدروجين.

حيث يمثل المقدار ΔE كمية الطاقة المنطلقة عند تكوين H_2 من ذراته. وفي جزيء H_2 يتركز الإلكترونان بين نواتي الذرتين. ويعبر عن الرابطة التساهمية بخط يصل الرمزين المعبرين عن الذرتين المكونتين للرابطة : Cl-Cl H-Cl H-F H-H.

وُتحَدد قيمة السالبية الكهربية قطبية الرابطة، حيث تزيد القطبية كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية. و يعبر عن قطبية الرابطة بكتابة (δ+) أو (δ-) فوق الذرة المشاركة في الرابطة حسب السالبية الكهربية مقارنة بالذرة الآخر ى . أمثلة :

$$H\text{-}H$$
$$H^{\delta+}\text{-}F^{\delta-}$$
$$H^{\delta-}\text{-}Li^{\delta+}$$
$$C^{\delta+}\text{-}O^{\delta-}$$
$$H^{\delta+}\text{-}C^{\delta-}$$
$$N^{\delta+}\text{-}O^{\delta-}$$
$$C^{\delta+}\text{-}N^{\delta-}$$
$$Cl\text{-}Cl$$

لاحظ أن اشتراك ذرتين من نفس النوع لا يسمح للرابطة بأي درجة من القطبية. والواقع أن الجزيء القطبي polar molecule يمكن التعرف عليه من تفاعله مع المجال الكهربي. يدل تفاعل الجزيء مع المجال الكهربي على قطبية الجزيء، بينما لا يستجيب الجزيء غير القطبي للمجال الكهربي. يقصد بالتفاعل مع المجال الكهربي هنا اتجاه قطبي الجزيء القطبي نحو القطب الكهربي المعاكس، كما يبين الشكل (4-4). و في غياب المجال الكهربي تتوزع الجزيئات بعشوائية في الفراغ.

سؤال: أي الرابطتين أكثر قطبية N-O أم C-O؟

علما بأن السالبية الكهربية لذرات O, N, C هي : 2.6 و 3.0 و 3.6 .

⊕ ⊖

$^{\delta-}F—H^{\delta+}$

$^{\delta-}F—H^{\delta+}$

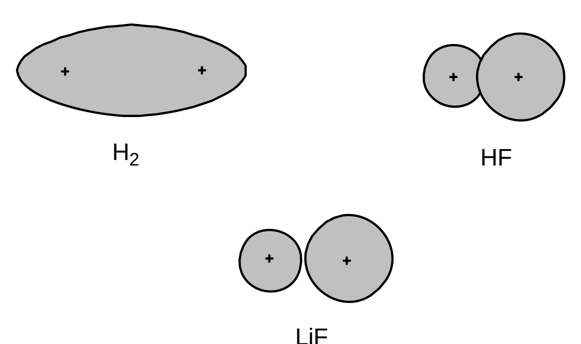
$^{\delta-}F—H^{\delta+}$

$^{\delta-}F—H^{\delta+}$

شكل (4-4): تفاعل جزيء فلوريد الهيدروجين مع المجال الكهربي.

الحل : قطبية الرابطة يحددها الفرق بين السالبية الكهربية للذرة مقارنة بالذرة الأخرى. للرابطة N-O الفرق هو 0.6 = 3.0 - 3.6 ، للرابطة C-O الفرق هو 1.0 = 2.6 – 3.0. إذاً الرابطة C-O أكثر قطبية من الرابطة N-O. في الرابطة التساهمية القطبية يتم توزيع كثافة الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة.

حسب فرق السالبية الكهربية. ويمكن تمثيل كثافة الإلكترونات حسب نوع الرابطة كما في الشكل (4-5):



شكل (4-5) : أشكال ثلاثة جزيئات مختلفة في نوع الرابطة حسب السالبية الكهربية لذرتي كل جزئ.

طاقة الرابطة Bond Energy :

عند تكوين الروابط المشتركة في تكوين الجزيء من ذرات العناصر نلاحظ دائما انطلاق طاقة (غالبا في صورة حرارة). نحتاج إلى هذا المقدار من الطاقة إذا أردنا تحويل الجزيء إلى ذرات العناصر المكونة له. و هذا إحدى قوانين الكيمياء الوضعية الهامة التي تساعد كثيرا في الحساب الكيميائي.

مثال:

عند تكوين الميثان CH_4 من ذرة كربون غازية وأربع ذرات هيدروجين تنطلق طاقة مقدارها 1652 kJ لكل جزيء ميثان. ولتكسير جزيء الميثان إلى ذرة كربون وأربع ذرات هيدروجين نحتاج إلى 1652 kJ. ولما كان الميثان يتكون من أربعة روابط متماثلة من النوع C-H فمن الممكن توقع أن الطاقة المنطلقة عند تكوين C-H أو الطاقة الممتصة عند تكسيره هي $1652/4 = 413$ kJ. يسمى المقدار 413 kJ بطاقة الرابطة C-H، وينطلق هذا المقدار عند تكوين الرابطة ونحتاج إلى إضافته عند تكسير الرابطة. وبالحساب الكيميائي أمكن حساب طاقة الرابطة لكثير من الروابط ، كما في الجدول (4-3).

جدول (3-4): طاقة الروابط الكيميائية الشائعة.

Bond	E/kJ mol^{-1}	Bond	E/kJ mol^{-1}	Bond	E/kJ mol^{-1}
H-H	432	H-C	413	C=C	614
C-C	347	H-Cl	431	C≡C	839
Cl-Cl	239	H-N	386	N≡N	941
N-N	160	H-O	459	O=O	495
O-O	146	N=N	418	C-O	358
N-Cl	200			C-N	705

ويمكن حساب طاقة التفاعل بمعلومية قيم الروابط، مثل طاقة تكوين الجزيئات أو طاقة تكسيرها. وهذا الحساب مهم جدا من الناحية التطبيقية لمعرفة مقدار الطاقة المنطلقة، والتي يمكن الاستفادة منها في انتاج البخار والكهرباء مثلا.

سؤال: احسب كمية الطاقة عند تكوين جزيء HCl من الهيدروجين و الكلور.

الحل: التفاعل يمكن كتابته كما يلي :

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow HCl_{(g)} \qquad (4\text{-}8)$$

التفاعل يطلق طاقة عند تكوين الرابطة H-Cl ويحتاج نصف طاقة تكسير الرابطة Cl-Cl، ويحتاج أيضا نصف طاقة تكسير الرابطة H-H.

كمية الطاقة عند التكوين(ΔH) = الطاقة الممتصة - الطاقة المنطلقة

$$\Delta H = \frac{1}{2} E\,(H\text{-}H) + \frac{1}{2} E\,(Cl\text{-}Cl) - E\,(H\text{-}Cl) \qquad (4\text{-}9)$$
$$= \frac{1}{2}(432+239) - 431 = -95.45\ kJ$$

سؤال2: احسب كمية التغير في الطاقة للتفاعل الآتي

$$CH_2 = CH_{2_{(g)}} + H_2 \rightarrow CH_3CH_{3_{(g)}} \qquad (4\text{-}10)$$

التفاعل يشمل تكوين 6(C-H) و C-C (طاقة بإشارة سالبة) وتكسير 4(C-H) وC=C و H-H (طاقة بإشارة موجبة).

التغير في الطاقة(ΔH) = الطاقة المنطلقة (بإشارة سالبة) + الطاقة الممتصة (بإشارة موجبة)

$$\Delta H = -6E(C\text{-}H) - E\,(C\text{-}C) + E\,(C{=}C) + 4E\,(C\text{-}H) + (H\text{-}H) \qquad (4\text{-}11)$$
$$= -6\times413 - 347 + 614 + 4\times 413 + 432 = -127\ kJ$$

و يقال للرابطة إنها أحادية Single bond إذا شارك في تكوينها زوج واحد من الإلكترونات ،وثنائية double bond إذا شارك زوجان و ثلاثية triple bond إذا شارك ثلاثة أزواج.

أمثلة: C-O H-C H-H روابط أحادية.

N=N C=O C=C روابط ثنائية

C≡C N≡N روابط ثلاثية

وكما يتضح من الجدول السابق، فإن الرابطة الثلاثية (لنفس الذرات) أقوى من الثنائية و الرابطة الثنائية أقوى من الأحادية. وعموما تقصر المسافة بين مركزي نواتي الذرتين المكونتين للربط كلما زاد عدد الروابط بين الذرتين :

N≡N < N=N < N-N
C≡C < C=C < C-C

نظريات الربط التساهمي Covalent bonding theories:

هناك نظريتان (نموذجان) تصفا الربط التساهمي، هما نظرية المدارات الجزيئية Molecular orbital theoryونظرية الإلكترون المحلي Localized electron theory وتسمى الأخيرة أيضا نظرية رابطة التكافؤ Valence bond theory. وتستخدم النظرية الأولى ميكانيكا الأمواج، وفيها يعامل الإلكترون على أنه يشغل ما يسمى بالمدار الجزيئي Molecular orbital عوضا عن مداره الذري Atomic orbital. وتعطى هذه النظرية نتائج جيدة لطاقة الإلكترون وشكل مداراته . ويعيب هذه النظرية صعوبة الحساب ووضع نماذج للجزيء. النظرية الثانية تقوم على أن الجزيئات تتكون من مشاركةإلكترونات الذرات من خلال مداراتها الذرية في تكوين الربط . وتفترض النظرية أن إلكترونات التكافؤ إما توجد في ذرة ما أو توجد في الفضاء بين الذرات المشاركة في الرابطة. وتسمى أزواج الإلكترونات غير المشاركة في تكوين الرابطة بالأزواج الوحيدة Lone Pairs، أما الأزواج المشاركة فتسمى الأزواج الرابطة Bonding pairs. وهذه النظرية شائعة الاستعمال في الكيمياء وخاصة في وصف تفاعلات الكيمياء العضوية ولا تحتاج إلى مهارة رياضية عالية. ويعيب النظرية كونها وصفية وليست كمية مثل النظرية الأولى. والاستخدام الناجح لنظرية الإلكترون المحلى يحتاج إلى ثلاثة مراحل: المرحلة الأولى هي وصف ترتيب إلكترونات تكافؤ الذرات المكونة للروابط بتركيب لويس Lewis structure. المرحلة الثانية هي استنتاج الشكل الفراغي للجزيء وأخيرا تطبيق مبدأ تهجين المدارات حسب الحاجة.

أ. **تركيب لويس لوصف الجزيئات:**

تقوم الطريقة على وصف ترتيب إلكترونات تكافؤ ذرات الجزيء بحيث ينتج ترتيب إلكترونات الغاز الخامل الأقرب للذرة. وباستثناء الهيدروجين الليثيوم، فإن أغلب الذرات تحاول أن تحيط نفسها بثمانيةإلكترونات لتصبح مثل النيون أو الارجون. وتسمى هذه القاعدة بقاعدة الثمانية Octet rule. وفي الطريقة تستخدم النقاط للتعبير عن الإلكترونات ، ويمكن استخدام أي رمز آخر لمزيد من التوضيح .

مثال: جزيء الهيدروجين H••H أو H:H . لاحظ أن كل ذرة تصبح مثل الهليوم.

مثال2: جزيء الكلور Cl00Cl أو Cl:Cl. لاحظ أن كل ذرة بإضافة إلكترون الذرة الآخر ى تصبح مثل الغاز الخامل ارجون المحتوي 8إلكترونات في المدار الأخير (مدار التكافؤ).

مثال 3: كون من الهيدروجين والكربون غاز الميثان حسب طريقة لويس. الحل:

$$4\,H\bullet \;+\; \bullet\dot{\underset{\bullet}{C}}\bullet \longrightarrow H{:}\overset{H}{\underset{H}{C}}{:}H \qquad (4\text{-}12)$$

مثال 2 : كون الماء من الهيدوجين و الأكسجين حسب طريقة لويس. الحل:

$$2\,H\bullet \;+\; O{:} \longrightarrow H{:}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}{:}H \qquad (4\text{-}13)$$

لاحظ أن الأكسجين استخدم زوج واحد لتكوين الرابطتين مع ذرتي الهيدروجين وهناك زوجان وحيدان لم يشاركا في الربط. مجموع إلكترونات التكافؤ لذرة الأكسجين هي : 4 غير مشارك +4 مشارك = 8إلكترونات وهو مثل الغاز الخامل Ne.

مثال5: كون الأمونيا من الهيدروجين والنيتروجين حسب طريقة لويس.

الحل:

$$H{-}H \;+\; N{\equiv}N \longrightarrow H{-}\ddot{\underset{|\atop H}{N}}{-}H \qquad (4\text{-}14)$$

لاحظ أن ذرة النتروجين استخدمت ثلاثة أزواج لتكوين ثلاثة روابط وظل زوج وحيد. مجموع إلكترونات التكافؤ لذرة النيتروجين هي : 2 غير مشارك + 6 مشارك =8 إلكترونات، وهو مثل الغاز الخامل Ne.

استثناءات من قاعدة الثمانية:

هناك بعض الذرات التي لا تحقق قاعدة الثمانية في تركيبها الإلكتروني وبخاصة بعض عناصر الدورة الثالثة وما بعدها في الجدول الدوري . والواقع أن كثير من الجزيئات التي بها مثل تلك الذرات تكون نشطة كيميائيا ويمكن أن تتحول إلى جزيئات أكثر ثباتا. ومن أنواع الاستثناءات:

أ- جزيئات الإلكترون المفرد Odd-electron molecules:

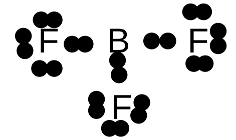
ومن الواضح أن الذرة التي يكون بها الإلكترونات المشاركة وغير المشاركة فيها فردي لا يمكن أن تحقق قاعدة الثمانية. ومن الأمثلة أكسيد النيتريك NO وثاني أكسيد النيتروجين NO_2 وثاني أكسيد الكلور ClO_2 :

$$\ddot{N}{::}O \qquad {}^{\ominus}{:}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}{:}\dot{\underset{\oplus}{N}}{::}\ddot{O}{:} \qquad {:}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}{:}\overset{\oplus}{\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}}{:}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}{:}^{\ominus}$$

لاحظ أن النيتروجين في NO_2 عليها شحنة موجبة حيث إنها تشارك بإلكترونين وليس واحد وبالعكس يبدو على الأكسجين شحنة سالبة لأنه لا يشارك بأي إلكترون في تكوين الرابطة. بالمثل على ذرة الكلور شحنة موجبة وعلى إحدى ذرتي الأكسجين شحنة سالبة.

ب- الثمانية غير المكتملة Incomplete Octet:

يقال للجزيء الذي يحاط بأقل من ثمانيةإلكترونات (باستثناء الهيدروجين الليثيوم) بأنه جزيء ذو فقر إلكتروني electronic deficient ويتوقع من تلك الجزيئات نشاطا كيميائيا بهدف إكمال الإلكترونات إلى ثمانية. ومن الأمثلة المعروفة BF_3 ثالث فلوريد البورون:



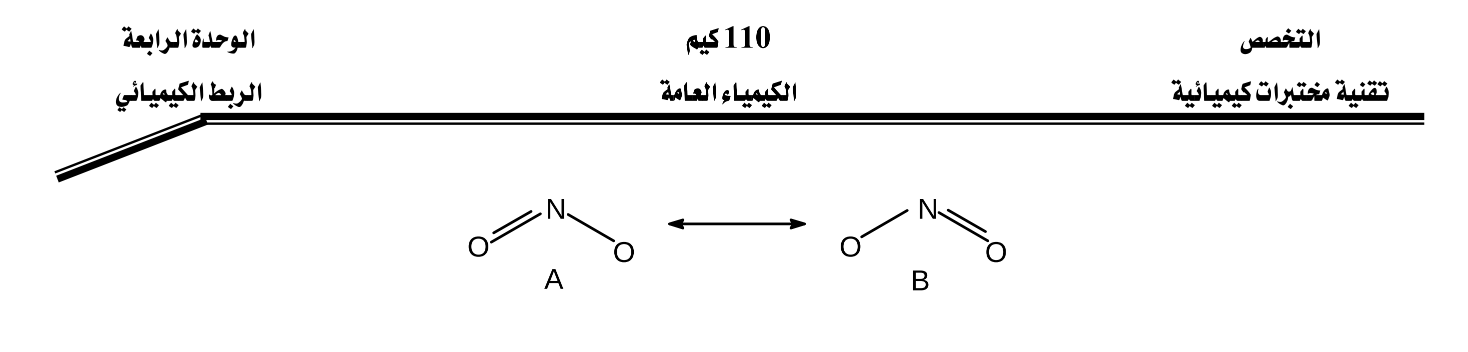
ج- الثمانية المتسعة expanded octet :

بعكس المجموعة (ب) يمكن لبعض الذرات أن تحاط بأكثر من ثمانيةإلكترونات في الجزيء ومنها جزيء سادس فلوريد الكبريت SF_6 وأيون ثلاثي الايوديد I_3^- :



الرنين Resonance :

يقصد بهذه الكلمة في الكيمياء وجود أكثر من شكل متكافئ لوصف تركيب الجزيء، وتسمى هذه الأشكال بأشكال الرنين Resonance forms ويكون التركيب الحقيقي للجزيء هو هجين من أشكال الرنين. وقد أدخل هذا المبدأ في الكيمياء بعد أن اتضح أن خواص الجزيئات لا تتمشى مع تركيب لويس لهذه الجزيئات. مثلا تركيب لويس لثاني أكس يد النيتروجين، انظر (أ) من قاعدة الثمانية، يتكون من ربطتين : ربطة N=O وربطة N-O. و قد دلت الدراسات مثل طول الرابطة وطاقة الرابطة أن الربطتين متماثلتان، فما الحل؟. نطبق مبدأ الرنين فنحصل على شكلين لهذا الجزيء كما



$\delta+$
N
O O
$\delta-$
C

شكل (6-4): أشكال الرنين لجزيء ثاني أكس يد النتروجين.

في الشكل (6-4). حسابيا تبدو الرابطتان متساويتان، حيث نصف الجزيئات لها الشكل A والنصف الآخر له الشكل B. والواقع أن التركيب الحقيقي لجزيء ثاني أكسيد النيتروجين ليس A أو B ولكنه حالة وسطية بين الاثنين تتمثل في توزيع الرابطة الثنائية (تسمى الرابطة باى π) بالتساوي بين الربطتين N-O كما في الشكل (C).

سؤال: اكتب أشكال الرنين للبنزين واستنتج الشكل الحقيقي .

الحل: تركيب لويس للبنزين يمثل بأحد الشكلين A أو B في الشكل (7-4) أما التركيب الحقيقي فهو هجين من الاثنين وهو C.

A B C

شكل (7-4) : أشكال الرنين للبنزين العطري.

التركيب الفراغي للجزيئات Geometry of molecules :

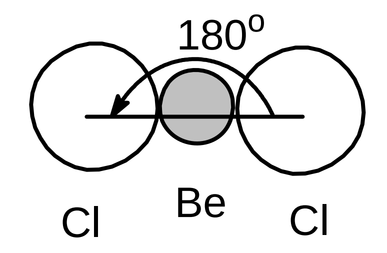
يلي التعبير عن الجزيء بتركيب لويس المناسب محاولة معرفة التركيب الفراغي (الهندسي) للجزيء. ونستخدم لذلك نظرية تنافر أزواج إلكترونات مدارات التكافؤ Valence Shell Electron Pair Repulsion. وتتلخص هذه النظرية في أن أزواج إلكترونات التكافؤ حول ذرة ما تترتب في الفراغ بحيث يكون التنافر فيما بينها أقل ما يمكن. لاحظ أن إلكترونات التكافؤ تشمل الأزواج الوحيدة والأزواج المشاركة في الرابطة. ولتسهيل التعامل سنفرض أن الرابطة عبارة عن خط سميك يربط ذرتين ممثلتين بكرتين. ويمكن إهمال أبسط الحالات وهي الجزيئات الثنائية حيث لا يمكن أن تكون إلا خطية Linear (حالة زوج واحد مشارك) مثل H-H وH-Cl.

أ- **حالة زوجان مشاركان** Two bonding pairs:

تحدد الذرة المركزية شكل الجزيء.

مثال: جزيء كلوريد البريليوم Cl-Be-Cl

يوجد زوجان من الإلكترونات حول البريليوم وأفضل ترتيب للأزواج (أقل تنافر) عندما تكون الزاوية بين الرابطتين Cl-Be-Cl مقدارها 180^o ، وعليه فالجزيء يكون خطي Linear .

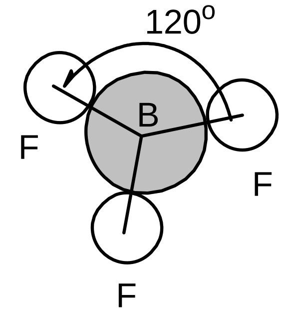


شكل (4-8) : الشكل الفراغي لجزيء كلوريد البريليوم.

ب- **حالة ثلاثة أزواج ربط** Three bonding pairs :

الذرة المركزية حولها ثلاثة أزواج (روابط).

مثال: ثلاثي فلوريد البورون BF_3 أفضل ترتيب للأزواج يكون عندما تقع الروابط في نفس المستوى وبين كل رابطتين 120^o ، و يسمى الشكل الهندسي ثلاثي الأضلع مستوي trigonal planar.

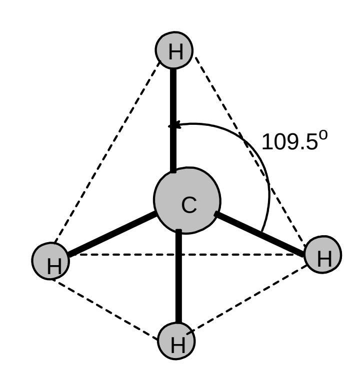


شكل (4-9) : الشكل الفراغي لجزيء فلوريد البورون.

ج- **حالة أربعة أزواج ربط** Four bonding pairs:

الذرة المركزية حولها أربع روابط وأفضل ترتيب للأزواج (للروابط) هو الترتيب رباعي الأوجه tetrahedral والزاوية المجسمة بين أي رابطتين هي 109.5^o.

مثال: الميثان CH_4 و الهيدروكربونات المشبعة (البرافينات paraffins) مثل الإيثان و البروبان و الهكسان و كذلك مشتقات الهيدروكربونات المشبعة ، مثل الكلوروفورم و رابع كلوريد الكربون.

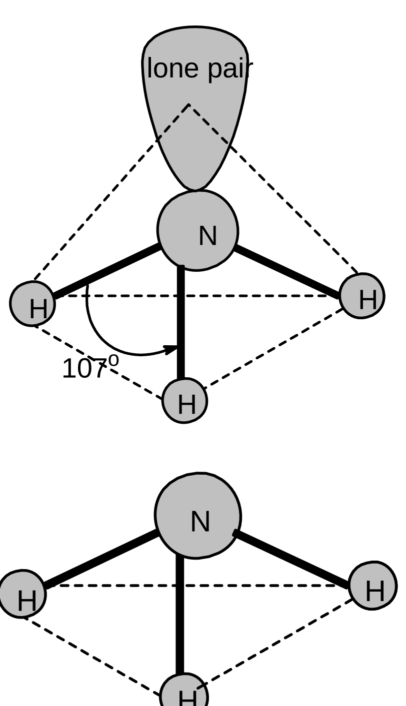


شكل (4-10) : الشكل الفراغي لجزيء الميثان.

د- حالة أربعة أزواج (3ربط + زوج وحيد) :

الذرة المركزية حولها 3 روابط وعليها زوج وحيد غير مشارك. لاحظ أن الجزيء يحدد شكله الروابط، بينما تؤثر الأزواج الوحيدة على الشكل النهائي للروابط.

مثال: الأمونيا NH_3 ، و في هذه الحالة الأزواج تترتب مثل الميثان في رباعي الأوجه tetradedral ولكن الجزيء يظهر في صورة هرم ثلاثي الأوجه trigonal pyramid. ودور الزوج الوحيد هو كبس أوجه الهرم لتصبح الزاوية أقل (حوالي 107^o) وذلك لأن الزوج الوحيد ينتشر في الفراغ أكثر من الزوج المكون للربطة.

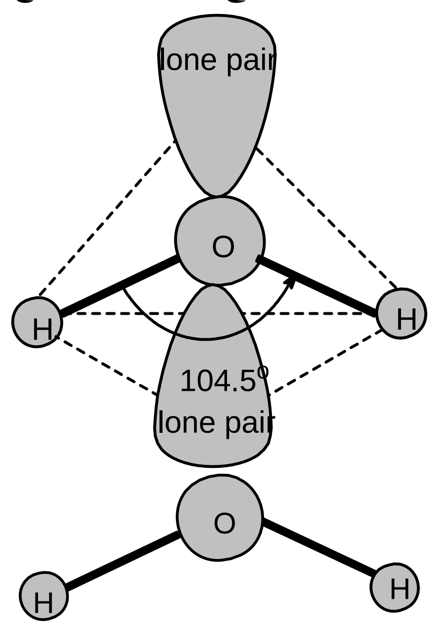


شكل (4-11) : الشكل الفراغي لجزيء الأمونيا.

هـ- حالة أربعة أزواج (زوجان ربط + زوجان وحيدان) :

الذرة المركزية حولها رابطتين وعليها زوجين وحيدين غير مشاركين. لاحظ أن الجزيء يحدده الروابط، بينما تؤثر الأزواج الوحيدة على الشكل النهائي للروابط.

مثال: الماء H_2O ، و في هذه الحالة الأزواج تترتب مثل الميثان في رباعي الأوجه ولكن الجزيء يظهر في صورة خط منكسر bent. ودور الزوجين الوحيدين هو كبس الخط المنكسر لتصبح الزاوية أقل (حوالي 104^o) وذلك لأن الزوجين الوحيدين ينتشرا في الفراغ أكثر من الزوج المكون للربطة.



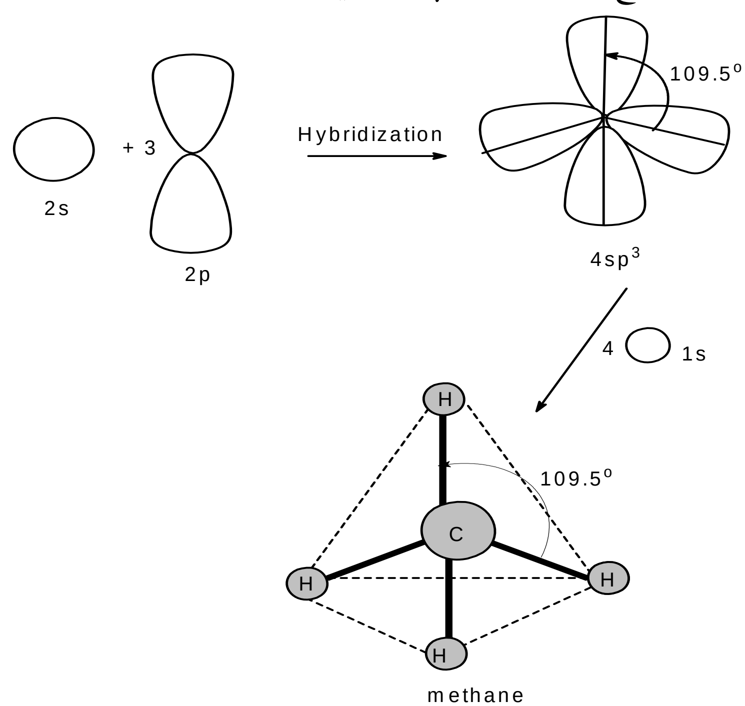
شكل (4-12) : الشكل الفراغي لجزيء الماء.

تهجين المدارات Hybridization of orbitals :

اقترحت هذه الفكرة لتفسير تماثل الروابط التساهمية على الرغم من نشوئها من مدارات إلكترونية مختلفة الشكل. فمثلا الأربع روابط C-H في الميثان متماثلة تماما على الرغم من تكوينها من مساهمة إلكترونان من المدار 2s وإلكترونين آخريين من المدار 2p في ذرة الكربون. فكيف حدث ذلك؟ . حسب نظرية الإلكترون المحلي، افترض أن الأربعة مدارات 2p+2s في ذرة الكربون تدخل عملية وهمية من التهجين Hybridization لانتاج أربعة مدارات مهجنة متماثلة، هي التي تدخل (عوضا عن المدارات الأصلية) في تكوين الروابط التساهمية. وللأهمية القصوى لمركبات الكربون في الكيمياء العضوية فسنقتصر المناقشة على صور تهجين مدارات ذرة الكربون، وبالطبع يكمن التعميم على الذرات الأخرى حسب الحال. يمكن لذرة الكربون تهجين مداراتها الإلكترونية على ثلاثة صور حسب نوع الرابطة (أحادية أو ثنائية أو ثلاثية).

أ- التهجين لروابط أحادية :

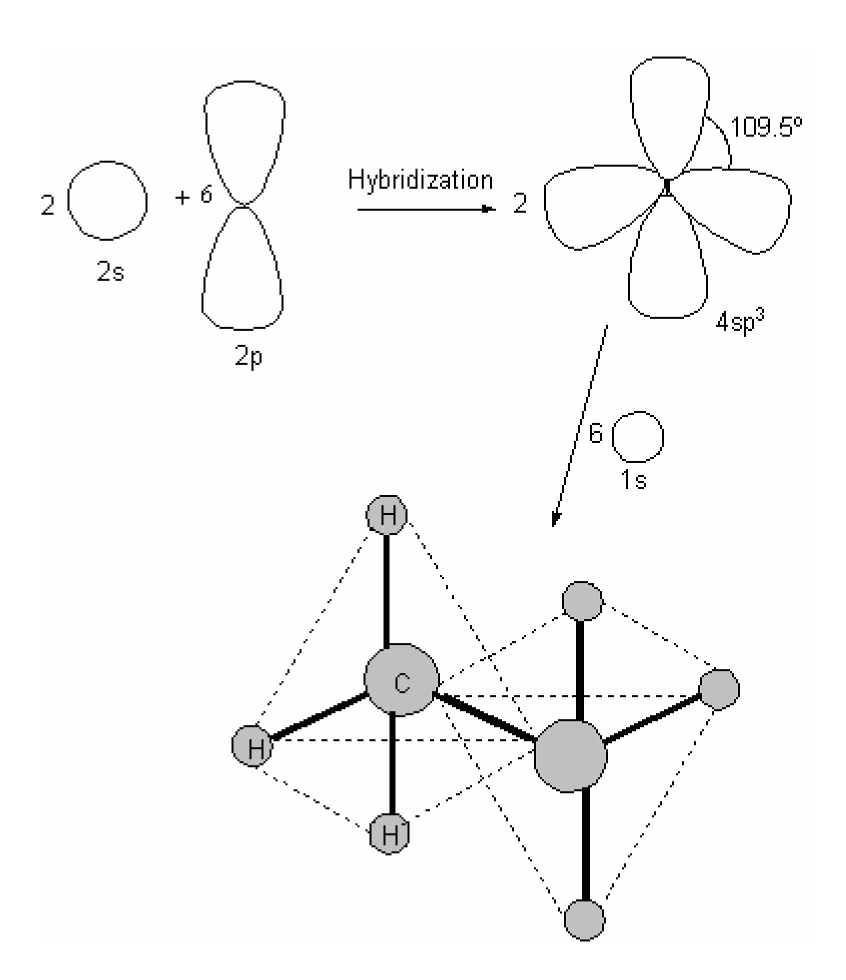
عندما تكون كل الروابط الأربعة لذرة الكربون أحادية، وتسمى رابطة سيجما(σ)، تدخل ذرة الكربون في تهجين من النوع sp^3، حيث يشارك مدار واحد من النوع 2s مع ثلاثة مدارات من النوع 2p لانتاج أربعة مدارات متماثلة من النوع sp^3. وحسب نظرية أقل تنافر بين أزواج الإلكترونات المكونة للتكافؤ، فإن هذه الأربعة مدارات توجد في الفراغ على شكل رباعي الأوجه . و عندما تتفاعل هذه المدارات مع أربعة مدارات من النوع 1s لذرات الهيدروجين نحصل على الميثان كمثال (شكل (13-4)).



شكل (13-4): تكوين غاز الميثان من الكربون و الهيدروجين بعد تهجين مدارات الكربون.

مثال: استنتاج التركيب الفراغي للإيثان CH_3CH_3

الحل: هو مركب هيدروكربوني مشبع كل روابطه إلكربونية من النوع الأحادي (سيجما)، وعليه فذرتي الكربون تدخلان عملية تهجين من النوع sp^3 قبل التحام ذرتي الكربون برابطة سيجما واشتراك ست هيدروجين لإكمال المدارات الستة الباقية في الذرتين، كما في الشكل (14-4).



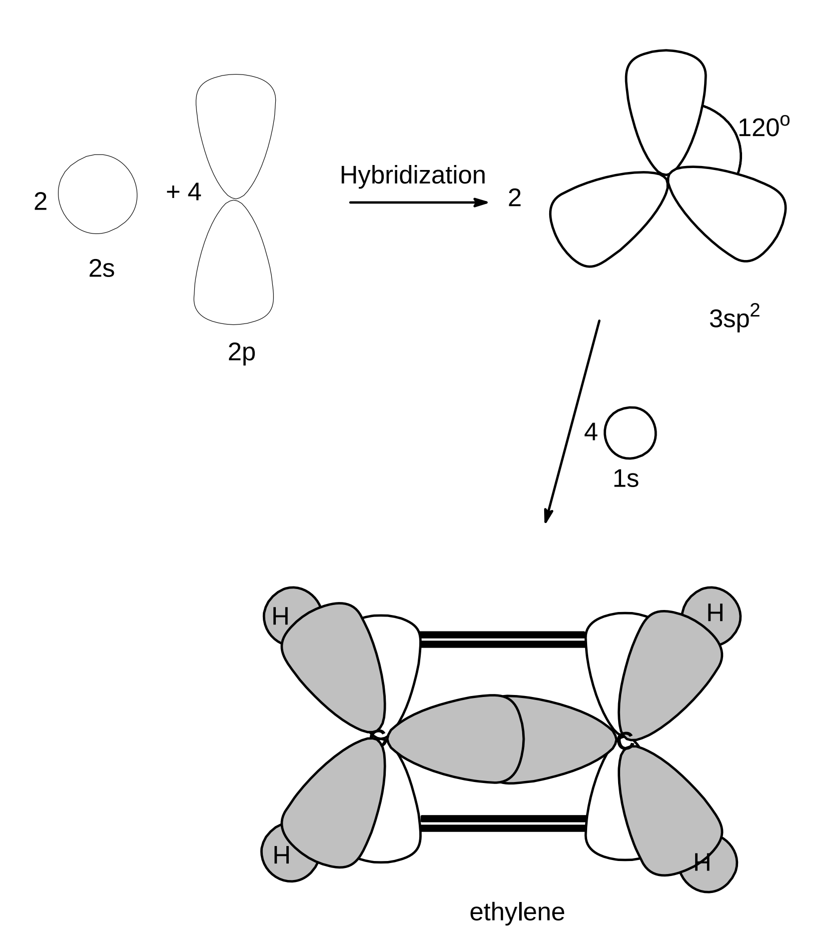
شكل (4-14): تكوين غاز الإيثان من الكربون و الهيدروجين بعد تهجين مدارات الكربون.

ب- التهجين لرابطة ثنائية :

عندما تشارك ذرة كربون في تكوين رابطة ثنائية (تسمى المحورية سيجما والناتجة من المدارات المتعامدة معها تسمى باي π) فإنها تدخل نوع آخر من التهجين يسمى sp^2. مثال : الايثلين $CH_2 = CH_2$.

نفرض أن المدارات الداخلة في التهجين من ذرة الكربون هي $2s$, $2p_x$, $2p_y$.

لاحظ أن المدار sp_z (على سبيل المثال) غير مشارك في التهجين وينتج عن تداخل مدارين من هذا النوع (كل واحد منهما على إحدى ذرتي الكربون) الرابطة باى وهو يقع في مستوى متعامد على مستوى الروابط سيجما. وحيث إن التركيب الفراغي لا يسمح بتداخل كثيف للمدارات المكونة للرابطة باى فإن هذه الرابطة تكون عادة أضعف من الرابطة المحورية سيجما (شكل (4-15)).



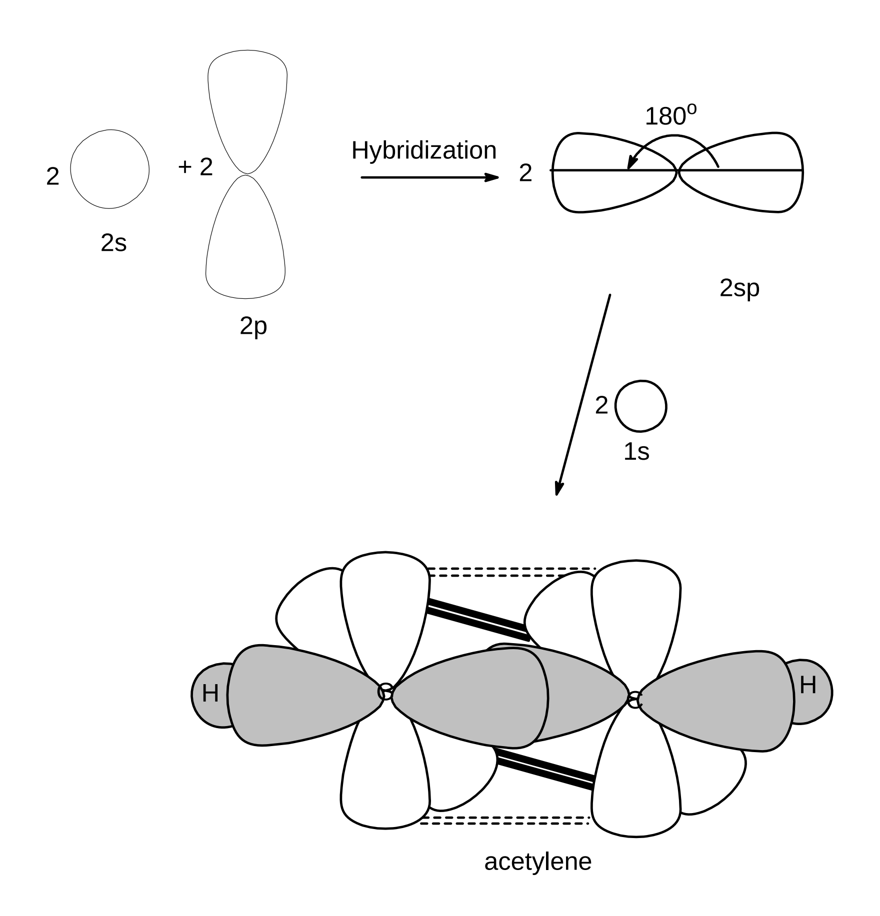
شكل (15-4): تكوين غاز الايثلين من الكربون و الهيدروجين بعد تهجين مدارات الكربون.

ج- التهجين لرابطة ثلاثية:

تحتاج ذرة الكربون المساهمة في تكوين رابطة ثلاثية إلى تهجين مدار واحد من النوع 2s ومدار واحد من النوع 2p لتكوين مدارين من الهجين المسمى sp . شكل المدارين sp خطي وهناك مدارن متعامدان على هذين المدارين وهما حسب الاختيار هنا $2p_y$ و $2p_z$.

مثال : الاستيلين CH≡CH

لاحظ أن في الشكل الفراغي للأسيتيلين تقع الرابطة سيجما في مستوى متعامد على مستويي الرابطتين من النوع باى وكل من هاتين الرابطتين أيضا يقع في مستوى متعامد على الآخر ، شكل (16-4)).



شكل (4-16): تكوين غاز الاستيلين من الكربون و الهيدروجين بعد تهجين مدارات الكربون.

إختبار ذاتي

1. احسب طاقة تجاذب جزيء واحد من LiF ، علما بإن نصفا قطري أيون الفلور الليثيوم هما $1.36A^{\circ}$ و $0.6A^{\circ}$.

2. اكتب الصيغة الكيميائية للأملاح الآتية : نترات الكالسيوم – كبريتيد الصوديوم – كبريتات الامونيوم- بيكربونات البوتاسيوم –خلات الصوديوم.

3. رتب الأيونات الآتية حسب حجمها Li^{+}, Na^{+}, H^{+}, K^{+}.

4. رتب الأيونات الآتية حسب حجمها O^{2-} , F^{-} , Mg^{2+} , Na^{+}

5. اذكر أربعة أيونات لها تركيبة الغاز الخامل الإلكترونية.

6. أي الرابطتين أكثر قطبية C=O أم N-H ؟ علما بإن السالية الكهربية لذرات الأكسجين و النتروجين و الكربون و الهيدروجين هي، على الترتيب: 3,5 و3 و 2,5 و 2,1.

7. احسب التغير في الطاقة للتفاعل الآتي:

$$CH_2 = CHCH_3 + H_2 \rightarrow CH_3CH_2CH_3$$

علما بإن طاقة الروابط C-H و H-H و C=C و C-C، على الترتيب،هي: 413 و 432 و 614 و 347 (بوحدة kJ/mol).

8. اكتب تركيب لويس لما يلي : NF_3 , CH_3-CH_3 , ClO_2 , PO_4^{-}

9. استنتج التركيب الجزيئي لما يلي : $POCl_3$, BrF_3 , H_2S

10. اكتب الصيغة التركيبية للجزيئات التالية : H_2O , NH_3 , N_2 , O_2 , CO , BF_3

11. استنتج نوع التهجين في الجزيئات الآتية : الإيثان CH_3CH_3 و الاستيلين CH≡CH و CF_3

12. اكتب أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

$$SO_3,\quad SO_2,\quad CH_2 = CH - CH_3,\quad ClO_2,\quad NO_2$$

13. أي من الآتي يمكن اعتباره متساوي في عدد الإلكترونات : Cl^{-} , C , Ar , B-

14. استنتج هندسية الجزيئات الآتية: CCl_3H , H_2NNH_2 , NO_2 , CCl_4

إجابة الاختبار الذاتي

1. طاقة التجاذب الكهروستاتيكي للجزيء تعطي بالعلاقة:

$$E= 2.13 \times 10^{-19} \quad q^{+} q^{-} / r$$

حيث إن r هي المسافة بين مركزي الأيونين بوحدة nm و $q^{+} q^{-}$ هما القيمتان الرقميتان للشحنتين

$$E = 2.31 \times 10^{-19} \times (1)\ (-1) / (0.06 + 0.136) = -11.79 \times 10^{-19}\ J$$

2. الصيغة الكيميائية كما يلي:

   نترات الكالسيوم $Ca\ NO_3$

   كبريتيد الصوديوم Na_2S

   كبرتيات الأمونيوم $(NH_4)_2SO_4$

   بيكريونات البوتاسيوم $KHCO_3$

   خلات الصوديوم CH_3COONa

3. الأيونات حسب الحجم : K+ > Na+ > Li+ > H+

4. الأيونات حسب الحجم : O2- > F- > Na+ > Mg2+

5. الأيونات الآتية لها تركيب إلكتروني مثل للغاز الخامل النيون : F- , O2- , N3- , Na+

6. ممكن معرفة القطبية الأكثر من حساب الفرقة في السالبية الكهربية للذرتين المكونتين للرابطة

$$N-H = 3.0 - 2.1 = 0.9$$
$$C = O = 3.5 - 2.5 = 1.0$$

وعليه فإن الرابطةC=O أكثر قطبية.

7. التغير في الطاقة للتفاعل تساوي مجموع الروابط التي تكونت مطروح منها مجموع الروابط التي تكسرت (مع مراعاة إشارة القيمة العددية للطاقة، سالبة للتكوين و موجبة للكسر):

$$\Delta H = -8(C\text{-}H) - 2(C\text{-}C) + (H\text{-}H) + 6(C\text{-}H) + (C\text{-}C) + (C{=}C)$$
$$= -2(C\text{-}H) - (C\text{-}C) + (H\text{-}H) + (C{=}C)$$
$$= -2\times413 - 347 + 432 + 614 = -127\ kJ\ mol^{-1}$$

8. تركيب لويس للجزيئات كما يلي:

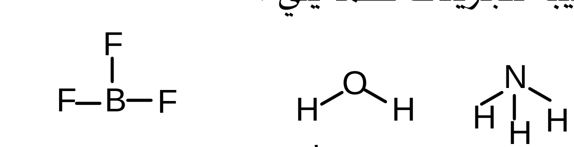
9. التركيب الجزيئي للجزيئات كما يلي :

Cl–P(–O)(–Cl)–Cl BrF_5 H–S–H

10. الصيغ التركيبة للجزيئات كما يلي :

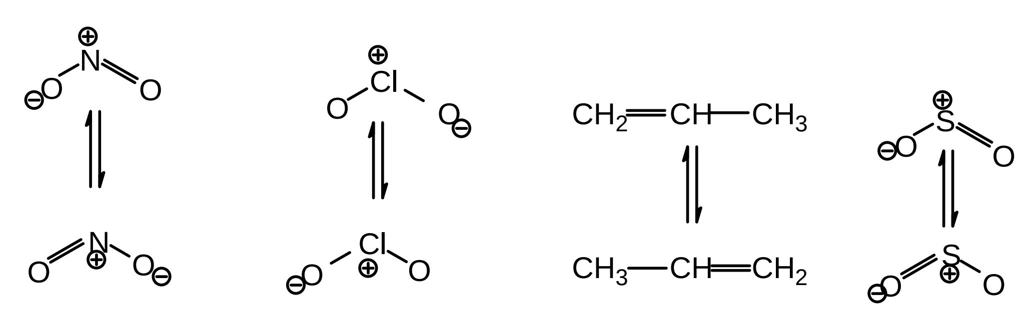
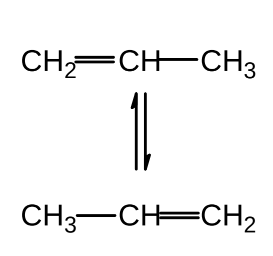
O=O N≡N C≡O

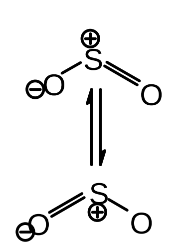
linear linear linear



11. التهجين في الجزيئات كما يلي : الإيثان sp3 و الاستيلين sp و رابع فلوريد الكربون sp3 .

12. أشكال الرنين للجزيئات كما يلي:



13. المتساوي في الإلكترونات : Ar , Cl^-

14. هندسة الجزيئات كما يلي:

أ- رابع كلوريد الكربون : رباعي الأوجه

ب- ثان أكسيد النتروجين : منكسر

ج- هيدرازين : خطي

د- الكلوروفورم : رباعي الأوجه

الكيمياء العامة

حالات المادة

الجدارة: تعيين الخواص الفيزيائية و الكيميائية للمواد حسب حالتها.

الأهداف:

- أن يحسب الطالب ضغط و حجم و عدد جزيئات الغاز سواء كان مثالي أو حقيقي.
- أن يحدد الطالب الغاز المناسب للتبريد من الثوابت الحرجة للغازات.
- أن يعين الوزن الجزيئي للغاز من الخواص الفيزيائية للغاز.
- أن يعين الثوابت الفيزيائية للسوائل مثل الكثافة و اللزوجة و التوتر السطحي.
- أن يستخدم الحرارة الكامنة للتحول في تحويل المادة بين الحالات الفيزيائية المختلفة.
- أن يتعرف على أنواع البلورات الكيميائية.

الوقت المتوقع للدراسة: أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: لا تحتاج هذه الوحدة إلى متطلبات سابقة.

حالات المادة:

المادة هي كل شئ يشغل حجم وله كتله، مثل كأس زجاجي – سلك نحاس – كمية مياه – غاز في اسطوانة، الخ. وقد تكون المادة بسيطة كيميائيا مثل قطعة ذهب (عنصر الذهب) أو الماء (عنصري الهيدروجين والأكسجين بنسبة 1:2) أو معقدة مثل قطع لحم (تحتوي على كثير من المواد الكيميائية). وتوجد المادة، بغض النظر عن تركيبها، في ثلاثة حالات متميزة : الحالة الغازية والحالة السائلة والحالة الصلبة. وكثيرا ما يكون ممكنا تحويل مادة معينة من حالة إلى أخرى دون تحويل طبيعة المادة كيميائيا، مثلا تحويل الماء إلى ثلج بالتبريد، أو تحويل الماء إلى بخار بالغليان. ويعود اختلاف حالة المادة إلى قدرة المادة على الانتقال حسب طاقة حركة جزيئاتها، وكذا قدرتها على التماسك مع بعضها أو التلاصق مع الوسط المحيط. وتكون المادة في أعلى قدرتها على الانتقال عندما تكون غاز، وفي أقل قدرتها عندما تكون صلبة. المادة الصلبة لها أبعاد وأشكال ثابتة، والمادة السائلة ليس لها أبعاد أو أشكال ثابتة ولكن لها حجم ثابت وتأخذ شكل الإناء أو الوعاء، وأخيرا المادة الغازية ليس لها شكل أوأبعاد أوحجم ثابت وتشغل كل فراغ الإناء بانتظام. ويختلف مدى استجابة حجم كل حالة للضغط ودرجة الحرارة. وباستثناء مواد معينة وقليلة، فإن حجم الصلب والسائل والغاز يزيد مع ارتفاع درجة الحرارة، بينما يقل مع زيادة الضغط. ولكن التأثير يكون عظيما في حالة الغاز، ومحدود في حالتي الصلب والسائل. والهد ف من دراسة حالات المادة هو استنباط الظروف والعوامل المتحركة في سلوك الحالة وتعيين الثوابت الخاصة بكل مادة، وذلك لإعانتنا على الاستخدام الأمثل للمواد تحت الظروف المختلفة:

1. الحالة الغازية:

بجانب الخواص الكيميائية والفيزيائية المميزة لكل مادة، فإن الغاز له أربعة عوامل عامة مميزة : حجم و ضغط ودرجة حرارة وكمية. والمطلوب هو معرفة العلاقات بين هذه العوامل المحددة لحالة الغاز، بمعنى معرفة ما يحدث للحجم عند زيادة أو إنقاص درجة الحرارة، أو ما يحدث للحجم عندما يزيد أو يقل الضغط وهكذا. والطريقة العلمية المتبعة للدراسة هي رصد التغير في أحد العوامل عندما يتغير عامل آخر مع بقاء باقي العوامل ثابتة مثل رصد التغير في الحجم عندما يزيد أو يقل الضغط مع بقاء درجة الحرارة وكمية الغاز ثابتة. ثم الانتقال إلى عاملين آخرين حتى انتهاء كل الاحتمالات. بعد ذلك نحاول أن نصيغ ذلك في صورة علاقة رياضية أو أكثر. وتسمى كل علاقة رياضية بالقانون. يعرض جدول (5-1) رموز ووحدات قياس العوامل المحدد للغاز.

قوانين الغاز gas laws :

- **قانون بويل** boyle's law :

وقد توصل إليه بالتجربة العملية. لكميه معينة من الغاز فإن الحجم (V) يتناسب عكسيا مع الضغط (P) عند ثبوت درجة الحرارة (T). وفي صورة رياضية فإن ذلك يعني:

$$P \propto 1/V \quad (T,n) \qquad (5\text{-}1)$$

أو في صورة أخرى أكثر فائدة:

$$P = k_1/V \quad (T,n) \qquad (5\text{-}2)$$

حيث k_1 هو ثابت التناسب للعلاقة، ويعتمد على درجة الحرارة وكمية الغاز.

- **قانون شارل** Charles' law :

ويسمى أحيانا قانونا جاى و لوساك، وتم التوصل إليه بالتجربة العملية. لكمية معينة من الغاز فإن الحجم (V) يتناسب طرديا مع درجة الحرارة (T) عند ثبوت الضغط (P).

أي أن:

$$V \propto T \quad (P, n) \qquad (5\text{-}3)$$

$$V = k_2 T \quad (P, n) \qquad (5\text{-}4)$$

حيث k_2 ثابت التناسب ويعتمد على كمية الغاز وضغطه.

- **افتراض أفوجادرو** Avogadro's Hypothesis :

الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على نفس عدد الجزئيات، عند ثبوت درجة الحرارة (T) والضغط (P). و يُستَنتج من ذلك أن :

$$V \propto n \quad (T,P) \qquad (5\text{-}5)$$

$$V = K_3 n \quad (T,P) \qquad (5\text{-}5)$$

حيث k_3 ثابت يعتمد على درجة حرارة الغاز وضغطه. ومن الممكن علميا أثبات أن :

$$P \propto T \quad (V,n) \qquad (5\text{-}7)$$

$$P \propto n \quad (T,V) \qquad (5\text{-}8)$$

$$T \propto n \quad (P,V) \qquad (5\text{-}9)$$

وهكذا يمكن التوصل إلى المعادلة الرياضية التالية:

$$PV = nRT \qquad (5\text{-}10)$$

حيث R ثابت يسمى ثابت عام الغازات، ولا يعتمد على نوع أو كمية الغاز. وتسمى المعادلة الأخيرة بالقانون العام للغازات universal gas law، أو بتعبير أكثر دقة، قانون الغاز المثالي ideal gas law، وذلك لأن الغازات لا تحقق هذا القانون إلا في نطاق معين من الضغط (عندما يكون الضغط بالغ الانخفاض) وتظهر حيودا وضحا عند الضغوط العالية أو عند أجزاء قياسات دقيقة عند الضغوط العادية.

جدول (5-1): الوحدات المستخدمة لقياس الكميات المحددة للغازات في الكيمياء.

الكمية	الاسم الإنجليزي	الرمز	وحدة القياس	رمز الوحدة
الضغط	Pressure	P	Atmosphere Millimeter Hg	atm mm Hg
الحجم	Volume	V	Liter Cubic centimeter	L cm^3
درجة الحرارة	Temperature	T	Kelvin Centigrade	K ^oC
عدد مولات الغاز	Number of moles	n	mole	mol

والثابت R من الثوابت الهامة ويمكن استنتاجه كما يلي :

$$R = PV/nT \qquad (5\text{-}11)$$

من المعلوم عمليا أن المول من الغاز يشغل حجم مقداره 22.414 L عند الظروف القياسية (ضغط = 1atm ، ودرجة حرارة 273.16 K) بغض النظر عن نوع الغاز. وعليه فإن:

$$R = (1\times22.414)/(1\times273.16) = 0.082 \text{ atm L /K mol} \qquad (5\text{-}12)$$

- **قانون دالتون** Dalton's law:

عند ثبوت درجة الحرارة والحجم لمخلوط غازي غير متفاعل كيميائيا، فإن الضغط الكلي للمخلوط يساوي مجوع الضغوط الجزئي لمكونات المخلوط الغازية، كما لو كان كل مكون يشغل حجم المخلوط بمفرده. نفترض وجود المكونات O_2 وN_2 وH_2 في مخلوط، وعليه فهناك ثلاثة ضغوط جزئية، هي: $P(O_2)$ و $P(N_2)$ و$P(H_2)$ ، وهكذا يكون ضغط المخلوط الكلي (P_t) هو :

$$P_t = P(H_2) + P(N_2) + P(O_2)$$

وحيث إن $P \propto n$ فإنه يمكن استخدام معادلة الغاز المثالي (5-10) للوصول إلى المعادلة الآتية (على سبيل المثال):

$$P_{O2} = \{(n_{O2}) / (n_{O2} + n_{N2} + n_{H2})\}\ P_t$$

سؤال: هل يمكن استنتاج المعادلة الأخيرة من قانوني الغاز المثالي و دالتون ؟

- **قانون جراهام للانتشار** Graham's law of diffusion:

يمكن استخدام هذا القانون في تعيين الوزن الجزيئي التقريبي لغاز بدلالة الوزن الجزيئي لغاز قياسي من خاصة انتشار الغاز عبر ثقوب ميكروسكوبية لحاجز مسامي. وينص على ما يلي : عند ثبوت درجة الحرارة وفرق الضغط، فإن معدل انتشار غاز يتناسب عكسيا مع الجذر التربيعي لكثافة الغاز.

أي أن :

$$C \propto 1/d^{1/2} \qquad (5\text{-}15)$$

حيث d هي كثافة الغاز و C هي معدل انتشار الغاز. ومن المعروف أن :

$$d = w/V \qquad (5\text{-}16)$$

$$n = w/M \qquad (5\text{-}17)$$

حيث w هي الكتلة وM هو الوزن الجزيئي. وعليه فإنه يمكن كتابة قانون الغاز المثالي في الصورة:

$$PV = (w/M)RT \qquad (5\text{-}18)$$

ومن المعادلتين (5-18),(5-16) يمكن الحصول على :

$$d = (P/RT)\,M \qquad (5\text{-}19)$$

ومن المعادلتين (5-15),(5-19) يمكن استنتاج أن:

$$C \propto 1/M^{1/2} \qquad (5\text{-}20)$$

أي أن سرعة انتشار أو مرور غاز تتناسب عكسيا مع الجذر التربيعي للوزن الجزيئي للغاز. في حالة غازين A و B فإن:

$$C_A/C_B = (M_B/M_A)^{1/2} = (d_B/d_A)^{1/2} = t_B/t_A \qquad (5\text{-}21)$$

حيث t_A وt_B هما الزمنان اللازمان لمرور كمية معينة من الغازين A و B خلال الثقوب، عندما يكون فرق الضغط ودرجة الحرارة ثابتين. وعندما يكون إحدى الغازين معروف الوزن الجزيئي، فإن معرفة الزمنين اللازمين t_A و t_B تقود إلى حساب الوزن الجزيئي للغاز المجهول.

- **الحاجة إلى تعديل قانون الغاز المثالي:**

كما سبق القول فإن قانون الغاز المثالي لا ينطبق على الغازات إلا عند ضغط بالغ الانخفاض، ويسمى الغاز المحقق للقانون بالغاز المثالي. أما عندما يرتفع الضغط فإن الغاز يصبح غاز حقيقي، وهو الشائع في العمليات والظروف الطبيعية. ولما كان الغاز الحقيقي هو الأكثر أهمية بين الناحية التطبيقية فإن الحاجة إلى قانون أو معادلة أكثر انضباطاً تصبح ملحة. وقد ساهم عدة علماء في محاولة وضع معادلة أكثر دقة من معادلة الغاز المثالي، ومنهم العالم فان درفال van der Waal، الذي توصل إلى معادلة أكثر دقة من خلال إدخال تعديل مع معادلة الغاز المثالي. وكانت النظرية الحركية للغازات قد نجحت في تفسير سلوك الغاز المثالي وبالتالي تفسير معادلة الغاز المثالي، بشرط توفر عدة افتراضات. ويمكن تلخيص هذه الافتراضات في أن:

1. أي غاز يتكون من جسيمات دقيقة متماثلة هي الجزيئات وهي في حالة حركة دائمة عشوائية وتختلف أوزان وأحجام الجزيئات باختلاف نوع الغاز.
2. لا تفقد الجزيئات طاقة حركة نتيجة الاصطدام بجدار الإناء أو بعضها البعض.

3. حجم الجزيئات ممكن إهماله مقارنة بحجم الإناء.
4. يمكن إهمال قوى التجاذب بين الجزيئات لصغرها.

- **تعديلات فان درفال ومعادلته:**

التعديل الأول: في الغاز الحقيقي يصبح لحجم الجزيئات مقارنة بحجم الإناء قيمة لا يمكن إهمالها. وعليه فإن الحجم المتاح لحركة الجزيئات ليس V ولكن مقدار أصغر هو (V- nb)، حيث nهو عدد الجزيئات و b ثابت يعتمد على حجم (نوع) الغاز.

التعديل الثاني: في الغاز الحقيقي تقترب الجزيئات من بعضها أكثر وتتعرض لقوى تجاذب أعلى ولا يمكن إهمال مساهمة هذه القوى على قيمة الضغط. وعليه فإن الضغط الحقيقي (المقاس) يجب أن يضاف إليه تأثير قوى التجاذب ليظهر الضغط المثالي لقانون الغاز المثالي، أي P + P'، حيث P' هو الضغط الناتج من تجاذب الجزيئات. ومن المعروف أن قوى التجاذب تتناسب طردياً مع عدد الجزيئات وعكسيا مع الحجم وإن التجاذب يلزم مع الأول جزيئين، وعليه فإن:

$$P' \propto (n/V)\ (n/v) \qquad (5\text{-}22)$$
$$P' = a\,n^2/V^2 \qquad (5\text{-}23)$$

حيث a ثابت يعتمد على نوع الغاز. الآن يمكن كتابة معادلة بديلة من معادلة الغاز المثالي، هي عبارة عن معادلة الغاز المثالي بإضافة تعديلي فإن درفال. للغاز المثالي (يهمل التعديلان):

$$PV = nRT \qquad (5\text{-}24)$$

و للغاز الحقيقي (يضاف التعديلان):

$$(P + an^2/V^2)\ (V - nb) = nRT \qquad (5\text{-}25)$$

وتسمى المعادلة (5-25) بمعادلة فإن درفال، وتصلح للغاز الحقيقي أكثر من المعادلة (5-24). ويجب ملاحظة الفرق بين المعادلتين، حيث لا يوجد أي ثابت يعتمد على نوع الغاز في معادلة الغاز المثالي وهي ميزة، بينما يلزم معرفة الثابتين a و b في معادلة فإن درفال، ولكن عامل الدقة يمكن في بعض الأحيان أن يحدد المعادلة المناسبة.

الثوابت الحرجة للغازات:

يلاحظ حسب قانون بويل أن زيادة الضغط على كمية معينة من الغاز تؤدي إلى نقص حجم الغاز ومع استمرار زيادة الضغط يمكن أن ينتج إحدى حالتين:

أ- إما أن يتحول الغاز إلى سائل مع نقص شديد في الحجم عند درجات حرارة منخفضة.

ب- أو يظل الغاز في الحالة الغازية مهما ارتفع الضغط. ويحدث هذا عند درجات الحرارة الأعلى. وتعرف أعلى درجة حرارة يمكن إسالة الغاز عندها بالضغط فقط بالدرجة الحرجة للإسالة critical temperature, t_c، ويقابلها الضغط الحرج critical pressure, P_c وهو أقل ضغط ممكن لإسالة الغاز

عند الدرجة الحرجة للإسالة، وكذلك الحجم الحرج critical volume, V_c, وهو حجم جزيء من الغاز عند الدرجة الحرجة والضغط الحرج. والثوابت الثلاثة T_c و P_c و V_v هامة عند اختيار الغاز المناسب في العمليات والتطبيقات. فمثلا يجب أن يكون للغاز المستخدم في التبريد (الثلاجة و المكيف) درجة حرارة حرجة أعلى من درجة حرارة المكان بمقدار كاف، حتى يمكن استغلال الغاز في التبريد (أي من خلال ضاغط يحوله إلى سائل).

تنبيه : يجب عند استخدام المعادلات أن يكون الضغط بوحدة atm والحجم بوحدة L وعدد الجزيئات بوحدة mol وأخيرا درجة الحرارة بوحدة K وليس ^oC، وفي حالة وجود وحدات أخرى يجب التحويل قبل التطبيق والتعويض في المعادلات ويمكن الحصول على التحويل من خلال الجداول المرفقة في النهاية.

2. الحالة السائلة :

يمتاز السوائل بمجموعة من الخواص التي تعكس الصفات الكيميائية والفيزيائية للسائل، ومنها الكثافة واللزوجة والتوتر السطحي ومعامل الانكسار والضغط البخاري، وجميع هذه الصفات تعتمد على درجة الحرارة . كما يتميز السائل بدرجتين حرارة حرجتين للتحول إلى صلب (التجمد) وللتحول إلى غاز (الغليان).

- **الضغط البخاري السائل:**

عند كل درجة حرارة يوجد ضغط بخاري ثابت فوق السائل عند الاتزان0 وينتج الضغط البخاري للسائل من تحول بعض جزيئات السائل السطحية إلى غاز ثم يعاد تكثيف بعض جزيئات البخار حتى الوصول إلى الاتزان، وعندها يكون عدد الجزيئات المتحولة من السائل إلى بخار مساويا لعدد الجزيئات المتحولة من البخار إلى سائل، وتوجد جداول لقيم الضغط البخاري للماء عند درجات الحرارة المختلفة. والرطوبة النسبية للجو هي عبارة عن قيمة الضغط البخاري للماء مقسومة على قيمة الضغط البخاري للماء عند الاتزان (ويسمى الضغط البخاري المشبع).

- **اللزوجة** Viscosity:

تعني هذه الخاصية المميزة للموائع مقاومة تدفق وتحرك السائل. و تُعَرف بأنها القوة المطلوبة لتحرك طبقة من السائل مساحة مقطعها الوحدة بسرعة أعلى بمقدار 1سم/ث عن طبقة موازية أخرى من السائل تبعد عنها 1سم. ويسمى المقدار المخصص للخاصية باسم معامل اللزوجة Viscosity coefficient (η) ويقاس بوحدة تسمى البواز poise.

$$\eta = f\,\ell / A\,v \qquad (5\text{-}26)$$

حيث f هي القوة بوحدة dyne والطول ℓ بوحدة cm والمساحة A بوحدة cm^2 و v فرق السرعة بوحدة cm/s. ويمكن تعيين معامل اللزوجة بطريقتين:

1. **طريقة بوازيلي للزوجة المطلقة:**

$$\eta = \pi r^4 P t / 8 \ell V \qquad (5\text{-}27)$$

حيث V (cm^3) حجم السائل الذي يفيض في زمن t (s) خلال أنبوبة شعرية نصف قطرها r (cm) وطولها ℓ (cm) تحت تأثير ضغط مقداره P ($dyne\ cm^{-2}$).

2. **طريقة استوالد للزوجة النسبية:**

وفيها يستخدم سائل قياسي معلوم اللزوجة والكثافة لقياس لزوجة سائل آخر مجهول اللزوجة ومعلوم الكثافة حسب العلاقة:

$$\eta_1 / \eta_2 = d_1 t_1 / d_2 t_2 \qquad (5\text{-}28)$$

حيث η_1 و η_2 هما لزوجتا السائلين، المجهول والمعلوم، وd_1 و d_2 هما كثافتا السائلين، و t_1 و t_2 هما الزمنين اللازمين لمرور السائلين بين النقطتين المبنيتين على الأنبوبة الشعرية في مقياس استوالد للزوجة.

ويجب التنبيه إلى أن اللزوجة تعتمد بشدة على درجة الحرارة ويلزم تثبيت الحرارة لضمان دقة القياس. وتستخدم اللزوجة بكثرة في الكيمياء لتتبع التفاعلات وتعيين الأوزان الجزيئية خاصة للبلمرات.

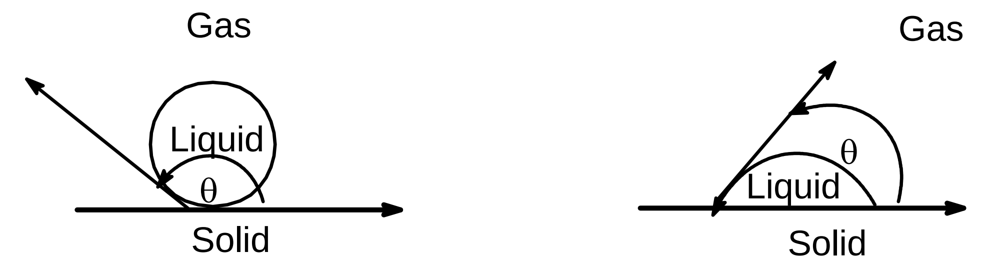
- **التوتر السطحي**(γ) surface tension:

تتعرض جزيئات السطح في السائل لقوى جذب من جزيئات الوسط أعلى بكثير من جزيئات بخار السائل نتيجة لكثرة عدد جزيئات السائل مقارن بعدد جزئيات البخار فوق السائل، ونتيجة لذلك تنجذب جزئيات السطح نحو داخل السائل وتزيد مساحة السائل. ويقاوم السائل هذا التأثير من خلال التوتر السطحي، وهو قوة تعمل على مقاومة زيادة اتساع السطح وتعمل بزاوية قائمة على طول من سطح السائل مقداره 1 سم، و يقاس التوتر السطحي بوحدة dyne/cm. وعليه فإن قطرة الماء تأخذ شكل كروي نتيجة لقوة التوتر السطحي والتي تحاول أن تقلل من مساحة السطح (مساحة الكرة هي أصغر مساحة ممكنة للشكل المجسم).

- **قوى التماسك والتلاصق:**

قوى التماسك هي قوى التجاذب بين جزيئات السائل بينما قوى التلاصق هي قوى التجاذب بين جزيئات السائل والصلب، وحسب مقدار القوتين يختلف سلوك قطرات السائل إذا وضعت على سطح صلب مثل الزجاج . عندما تكون قوى التلاصق أعلى من قوى التماسك يحدث انتشار السائل فوق سطح الصلب (الماء على الزجاج) و يقال أن السائل بلل السطح. أما عندما يكون العكس فإن السائل لا ينتشر على السطح الصلب بل يأخذ شكل كريات (الزئبق على الزجاج)، و يقال أن السائل لا يبلل السطح. ويمكن قياس ذلك من خلال زاوية التلامس (θ) contact angle، وهي كما مبين بالشكل (1-3) عبارة عن

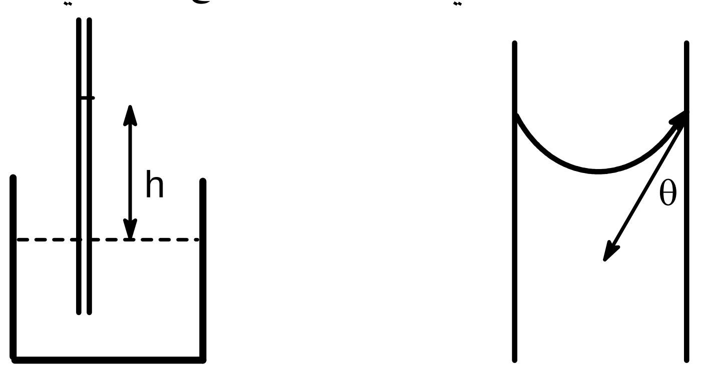
الزاوية الناشئة من خط تلامس الصلب والسائل وخط المماس للسطح البيني للسائل مع الهواء عند تلاقي الأطوار الثلاثة (سائل و صلب و غاز)، ومن الواضح أنه كلما زادت قوى التماسك زادت θ.



شكل (5-1): زاوية البلل للسوائل المبللة للسطح و غير المبللة للسطح.

- **قياس التوتر السطحي:**

يمكن قياس التوتر السطحي بعدة طرق لعل أسهلها وأكثرها شيوعا هي طريقة الارتفاع الشعري capillary rise method ،كما مبين في الشكل (2-3). وفيها يُغمر طرف أنبوبة شعرية في كأس يحتوي السائل، ثم يسجل ارتفاع سطح السائل في الأنبوبة الشعرية مقارنة بسطح السائل في الكأس. عند الاتزان فإن القوة التي يسببها التوتر السطحي (إلى أعلى) تتزن مع القوة التي تسببها الجاذبية (إلى أسفل).



شكل (5-2): قياس التوتر السطحي للسوائل بالارتفاع الشعري.

قوة التوتر السطحي (F_1) = التوتر السطحي × طول خط التلامس

$$F_1 = 2 \pi r \gamma \cos \theta \qquad (5\text{-}29)$$

قوة الجاذبية (F_2) = وزن عمود السائل

$$F_2 = \pi r^2 h d g \qquad (5\text{-}30)$$

حيث r نصف قطر الأنبوبة الشعرية و h هو الارتفاع فوق سطح الكأس و d الكثافة و g تسارع الجاذبية.

عند الاتزان: قوة الجاذبية = وزن عمود السائل

و للسوائل جيدة البلل للسطح مثل الماء و المحاليل المائية على الزجاج فإن : $\theta \approx 0$. و عليه

$$\gamma = \tfrac{1}{2} r h d g \qquad (5\text{-}31)$$

ولظاهرة التوتر السطحي للسوائل تطبيقات عديدة، مثل إضافة المواد النشطة سطحيا لتقليل التوتر السطحي، وبالتالي تسهيل انتشار السائل على الصلب (غسيل الملابس – عمل المستحلبات) أو بالعكس

معالجة السطح الصلب لزيادة التوتر السطحي لمنع بلل السطح (أقمشة الوتر بر وف). ويلاحظ أن التوتر السطحي يقل عموما مع ارتفاع درجة الحرارة.

- **عمليات تحويل السوائل** : هي العمليات التي تحدث عند درجة حرارة ثابتة وتتحول المادة إلى حالة أخرى.

أ- عملية الغليان : يتحول فيها السائل إلى غاز (بخار) عند درجة حرارة ثابتة تسمى درجة الغليان، وعندها يتساوى ضغط السائل البخاري مع الضغط الجوي. ويتم امتصاص مقدار معين من الحرارة تسمى الحرارة الكامنة للغليان Latent heat of boiling، و هي كمية الحرارة التي يمتصها الجزيء الواحد من السائل ليتحول إلى غاز عند درجة الغليان.

ب- عملية التجمد : يتحول السائل إلى صلب عند درجة حرارة ثابتة هي درجة التجمد عند الضغط الجوي العادي ويُطرد في العملية مقدار معين من الحرارة يسمى الحرارة الكامنة للتجمد، وهي كمية الحرارة التي يطردها السائل عند تحوله إلى صلب عند درجة التجمد.

3. الحالة الصلبة :

يمكن لجميع المواد أن تتواجد في الحالة الصلبة إذا توفر لها التبريد الكافي، وتكون حركة ذرات المادة في أقل حالتها وتكاد تكون تتلاشى الحركة الانتقالية. ويتبقى فقط الحركة التذبذبية وإلى حد ما الحركة الدورانية. وفي أغلب الأحوال تنتظم ذرات المادة في شكل معين يسمى الشكل البلوري. وتتوقف الخواص الميكانيكية للمادة الصلبة على حالة التبلور ونوع البلورة. كما تستغل الخواص البلورية لدراسة تركيب المادة، من خلال تفاعل التركيب البلوري مع الأشعة الكهرومغناطيسية، مثل الضوء المستقطب والأشعة السينية. وتتميز المواد الصلبة المتبلورة بدرجة حرارة انصهار محددة بينما لا تظهر المواد الصلبة غير المتبلورة هذا (البلمرات والزجاج مثلا). ويمكن معرفة التركيب البلوري للمادة الصلبة بدراسة طيف الأشعة السينية لمسحوق المادة بعد الحصول عليه في صورة فيلم ، ثم حساب معاملات ميلر Miller indices.

أنواع الروابط البلورية:

1. البلورات الأيونية:

تعتبر الأملاح مثل كلوريد الصوديوم مثال على هذا النوع من البلورات والتي تتميز بدرجة انصهار عالية وصلادة وخواص ميكانيكية جيدة. وقوى الربط هي التجاذب الكهروستاتيكي (قوى كولوم) بين أيونات المادة.

2. البلورات المكافئة:

يمثل الماس النموذج لهذا النوع من البلورات وفيه تترابط ذرات الكربون بروابط مكافئة في شكل رباعي الأوجه tetrahedral مما يجعل الماس أصلب المواد المعروفة.

3. البلورات المعدنية:

جميع المعادن متبلورة في إحدى الأشكال البلورية أو أكثر. وتعزي الخواص الميكانيكية الجيدة للمعادن لتركيبها البلوري المميز حيث تنتظم ذرات المعدن في صورة شحنات موجبة (كاتيونات) في شكل بلوري معين ويحيط بها بحر من الإلكترونات الطليقة التي تزيد من قوة الترابط.

4. بلورات قوى فان درفال:

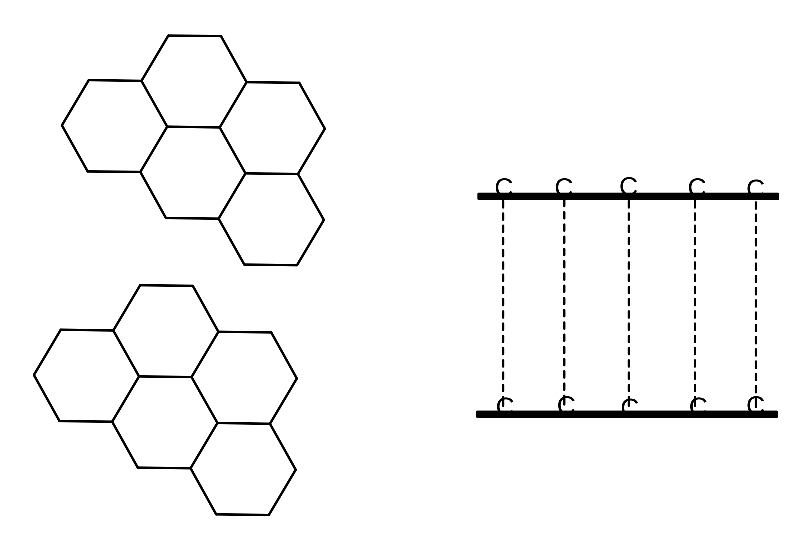
أغلب بلورات المواد العضوية الصلبة تنتهي إلى هذا النوع وفيها تترابط أجزاء المادة بقوى تجاذب ضعيفة مثل تجاذب المستقطبات الموجودة في تركيب المادة العضوية ونظرا لضعف هذه القوى فإنه يلاحظ أن البلورات هنا يسهل صهرها وتكون هشة وخواصها الميكانيكية ضعيفة .

5. بلورات قوى الربط الهيدروجيني:

تلاحظ هذه النوعية من البلورات في المواد التي تحتوي على مجموعة الهيدروكسيل مثل الماء والكحولات والفينولات والأحماض العضوية وفيها يحدث تجاذب بين ذرة الهيدروجين الحاملة غالبا لشحنة موجبة وذرة الأوكسجين الحاملة لزوج من الإلكترونات غير المشتركة في الربط وتقع قوة الرابطة الهيدروجينية بين قوة الرابطة المكافئة وقوة فإن درفال . ويعزى وجود الماء في الحالة السائلة وكذلك صغر كثافة الثلج مقارنة بالماء إلى هذه القوة. ونتيجة الرغبة في هذه القوة فإن جزئيات المادة (العضوية غالبا) تتركب بحيث تتم هذه الروابط وتنشأ البلورات .

6. بلورات تحتوي على أكثر من نوعية ترابط:

يعتبر الجرافيت مثال لهذه النوعية حيث تتكون روابط مكافئة بين ذرات الكربون مشكلة شكلا مستويا سداسيا يجعل الجرافيت يظهر في صورة قشور رقيقة وذلك لأن طبقات الأشكال السداسية تكون مترابطة بقوى فإن درفال الأضعف مما يسهل من عملية تفكك الجرافيت إلى قشور (شكل 3-3).



شكل (3-5): على اليمين الروابط الضعيفة التي تربط طبقات الجرافيت
و على اليسار الأشكال السداسية المكونة لطبقات الجرافيت.

إختبارذاتي

1. جمع غاز في إسطوانة حجمها 793,. لتر عند درجة حرارة 24 مئوية وضغط 735 مليمتر زئبق 0 احسب حجم الغاز عند الظروف القياسية.
2. فرغ انتفاخ زجاجي حجمه 500 مليلتر، و وزن فكان وزنه فارغا 38,734 جرام ، وأعيد وزنه بعد ملأه بالهواء عند ضغط 1 جوي ودرجة حرارة 24 مئوية فكان وزنه 39,135 جرام. بفرض أن الهواء يسلك مسلك الغاز المثالي احسب الوزن الجزئي الفعال للهواء.
3. جمع غاز في إسطوانة حجمها 0,452 لتر عند درجة حرارة 80 مئوية وضغط 0,893 جوي. احسب حجم الغاز وعدد جزيئاته تحت الظروف القياسية.
4. فتح صمام بين انتفاخين زجاجيين حجم الأول 5 لترات والثاني 10 لترات، وكان ضغط الغاز في الانتفاخ الأول 9 جوي والثاني 6 جوي. احسب الضغط النهائي بعد الاتزان .
5. احسب عدد جزيئات الهيدروجين المجموعة فوق الماء في إسطوانة مقلوبة عند درجة حرارة 27 مئوية وضغط كلي يساوي واحد جوي، علما بإن ضغط بخار الماء عند نفس درجة الحرارة يساوي 27 مليمتر زئبق، و أن حجم الاسطوانة 25,6 سم^3.
6. قيس الزمن اللازم لمرور لتر من الهيدروجين والميثان خلال ثقوب تفصل حجرتين فرق الضغط بينهما واحد جوي فكانا 3 و 8,5 دقيقة، على الترتيب . إذا كان الوزن الجزيئي للهدروجين مساويا 2، فاحسب الوزن الجزيئي للميثان.
7. احسب ضغط غاز حقيقي عند درجة حرارة 85 مئوية يشغل حجم مقداره 3,5 لتر، علما بإن ثابتا فان درفال على النحو التالي: $a= 0.15\ L^3\ atm\ mol^{-2}$, $b= 0.012\ Lmol^{-1}$.
8. قيس الزمن اللازم لمرور حجم معين من سائل مجهول في مقياس استوالد اللزوجة فكان 20 ثانية، بينما نفس الحجم من الماء يمر خلال 4 دقائق، فإذا كانت كثافة الماء والسائل المجهول هما 1,000 و 0,792 جرام لكل سم^3، فاحسب لزوجة السائل المجهول.
9. احسب التوتر السطحي لمحلول مائي يرتفع في أنبوب شعري مساحة مقطعه 0,2 مليمتر مسافة مقدارها 7,3 سم، علما بإن كثافة المحلول 1,017 جرام لكل سم^3.

إجابة الاختبار الذاتي

أ. العلاقة بين الظروف القياسية والظروف العادية يمكن استنتاجها من قانون الغاز المثالي وهى

$$PV / T = P^oV^o /T^o$$

حيث P,V, T هي الظروف العادية P^o,V^o, T^o هي الظروف القياسية ($P=1$ atm, $T= 273K$) وعليه:

$$V = (P^oV^o / T^o) (T / P)$$
$$= (735 /760 \times 0.763) / (24 +273) \times 273/1 = 0.678 \text{ L}$$

ب. حسب قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT$$
$$= W/M\ RT$$
$$W = W_2 - W_1 = 39.313 - 38.7340$$
$$= 0.579 \text{ g}$$

$$M = W /PVRT = 0.579 / 1\times0.5 \times 0.082 \times(24 + 273)$$
$$= 28.2 \text{ g}$$

ج. يمكن حساب الحجم عند الظروف القياسية من العلاقة

$$PV / T = PV /T$$
$$V = PV / T * T /P$$
$$= 0.893 \times 0.452 \times273 / 297 \times 1 = 0.371 \text{ L}$$

د. قبل فتح الصمام

$$P_1V_1 = n_1RT$$
$$P_2V_2 = n_2RT$$

بالجمع

$$P_1V_1 + P_2V_2 =(n_1 +n_2) RT$$

بعد فتح الصمام

$$P (V_1 +V_2) = (n_1 +n_2) RT$$

لمقارنة المعادلتين الأخيرتين ، نستنتج أن

$$P (V_1 +V_2) = P_1V_1 + P_2V_2$$
$$P = P_1V_1 + P_2V_2 / (V_1 +V_2)$$
$$= 5\times 9 + 10 \times6 / (5+10) = 7.0\text{atm}$$

ه. يمكن حساب عدد جزيئات الهيدروجين من قانون الغازات

$$PV = n\ RT$$

ولكن يجب أولا طرح ضغط بجار الماء من الضغط الكلى للحصول على ضغط الهيدروجين

$$P = P(H_2) + P(H_2O)$$
$$1\text{atm} = P(H_2) + 27/760$$
$$P(H_2) = 1- 27 /760 = 0.964 \text{ atm}$$
$$n = P_{H2}V / RT$$
$$= 0.964 \times 0.0256 / 0.082 \times 300 = 0.001 \text{ mol}$$

و. من قانون جراهام للانتشار يمكن حساب الوزن الجزيئي كما يلي :

$$(M_{Methan} / M_{Hydrogen})^{1/2} = t_2 / t_1$$
$$M_{Methan} = (t_2 / t_1)^2 \times M_{Hydrogen}$$
$$= (8.5 / 3) \times 2 = 16 \text{ g}$$

ز. من معادلة فإن درفال

$$(P + an^2 / v^2) (V - nb) = nRT$$
$$P = (nRT / V - nb) - (an^2 / v^2)$$
$$= [2 \times 0.08 \times 358 / (3.5 - 2 \times 0.12)] - [15 \times 2^2 / (3.5)^2]$$
$$= 13.11 \text{ atm}$$

ح. اللزوجة النسبية تحسب من العلاقة

$$\eta / \eta_{water} = d\,t / (d\,t)_{Water}$$
$$= \eta_{water}\ d\ t / d_{Water}\ t_{Water}$$
$$= 0.010002 \times 0.792 \times 20 / 1.0000 \times 480$$
$$= 0.000307 \text{ poise}$$

ط. التوتر السطحي يحسب من العادلة:

$$\gamma = \tfrac{1}{2}\, r\, h\, d\, g$$
$$= 0.5 \times 0.02 \times 7.3 \times 1.017 \times 980$$
$$= 72.76 \text{ dyne/cm}$$

الكيمياء العامة

الاتزان الكيميائي

الاتزان الكيميائي

6

الجدارة: تطبيق قواعد الاتزان على التفاعلات الكيميائية و استخلاص العوامل المؤثرة عليها.

الأهداف:

- أن يحسب الطالب ثوابت اتزان التفاعلات الكيميائية المختلفة بتطبيق قواعد الحساب الكيميائي.
- أن يستخلص الطالب ثابت الاتزان للغازات من ثابت الاتزان في حالة المحاليل.
- أن يستنتج الطالب الظروف المؤدية إلى زيادة المواد الناتجة في التفاعلات العكسية.

الوقت المتوقع للدراسة: أربع ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة: معرفة الحساب الكيميائي لوصف المعادلات و استخلاص خواص المواد.

الاتزان الكيميائي Chemical equilibrium:

جميع التفاعلات الكيميائية يمكن تمثيلها بمعادلة عامة كما يلي:

$$aA + bB \rightleftharpoons yY + zZ \qquad (6\text{-}1)$$

حيث ُتمثل المواد A,B المواد المتفاعلة والمواد Y,Z النواتج، وتمثل الحروف الصغيرة a,b,y,z عدد الجزئيات المؤخذة من المواد المتفاعلة والناتجة من النواتج. ويعني الرمز $\rightleftharpoons$ أن التفاعل قد وصل إلى النهاية. وعند النهاية، و تسمى الاتزان الكيميائي، لا تتغير تركيزات المواد المتفاعلة والنواتج مع مرور الوقت. وحسب التفاعل فإن الزمن اللازم للوصول إلى حالة الاتزان يتفاوت من أقل من ثانية حتى ملايين السنين. وفي الواقع فإن عدم تغير تركيزات المواد لا يعني أن التفاعل عند الاتزان متوقفا، ولكن معدل تكوين النواتج يتساوى مع معدل تحولها ثانيا إلى مواد متفاعلة. ويمكن التعبير عن الاتزان كما يلي:

نفرض أن سرعة التفاعل في الاتجاه الامامي (تكوين النواتج) هي V_f، وإن سرعة التفاعل في الاتجاه الخلفي (تكسير النواتج) هي V_b:

$$V_f = K_f\ [A]^a\ [B]^b \qquad (6\text{-}2)$$

$$V_b = K_b\ [Y]^y\,[Z]^z \qquad (6\text{-}3)$$

المعادلتان (6-2, 6-3) هما معادلتا سرعة التفاعلين الأمامي والخلفي حسب قانون فعل الكتلة. ينص قانون فعل الكتلة على "أن سرعة التفاعل يتناسب طرديا مع التركيز الفعال للمواد الداخلة في التفاعل".

عند تطبيقه على المعادلة العامة (6-1)، ومن تعريف الاتزان: $V_f = V_b$

$$K = K_f/K_b = [Y]^y\ [Z]^z..../[A]^a\,[B]^z \qquad (6\text{-}4)$$

ويسمى K بثابت الاتزان للتفاعل . وهناك حالتان خاصتان للثابت K:

أ. عندما يكون الثابت كبير جدا $K \rightarrow \infty$: يعنى هذا أن التفاعل يتم في الاتجاه الأمامي فقط وهو ما يطلق عليه التفاعل غير العكسي irreversible reaction. ومن الأمثلة تفاعل الحمض من القلوي تكوين الملح والماء. وعليه فإن التفاعل غير العكسي هو حالة خاصة من التفاعل المتزن. وعادة يكتب التفاعل في الصورة:

$$aB + bB \rightarrow yY + zZ \qquad (6\text{-}5)$$

ب. عندما يكون الثابت K بالغ الصغر $K = 0$: يعني هذا أن التفاعل يتم عمليا في الاتجاه الخلفي فقط، أي النواتج تتكسر إلى مواد متفاعلة. ويكتب التفاعل في الصورة:

$$aA + bB \leftarrow yY + zZ \qquad (6\text{-}6)$$

وقد جرت العادة على أن تكون الكتابة بحيث تكون النواتج في الطرف الأيمن والمواد المتفاعلة في الطرف الأيسر وعليه تكتب مثل هذه الحالات على الصورة :

$$yY + zZ \rightarrow aA + bB \qquad (6\text{-}7)$$

أما الحالة العامة للثابت K فهو أن يكون أكبر من الصفر وأقل من ما لانهاية (∞)، ويسمى فيها التفاعل بالتفاعل العكسي أو المتزن reversible reaction ، ويعبر عنه بالمعادلة العامة (6-1).

في المعادلة العامة (6-1) افترضنا أن المواد المتفاعلة والنواتج كانت موجودة في صورة مواد ذائبة في محلول، ويمكن التعبير عن كميتها بالتركيز (C) concentration والذي يكتب عادة في صورة رمز داخل أقواس مستطيلة [ ]، ويعني عدد الجزئيات الجرامية لكل لتر من المحلول. في حالة المحاليل يكتب ثابت الاتزان غالبا في الصورة K_C. في حالة وجود مادة غازية يجب التعبير عن كميتها بالضغط الجزئي لها partial pressure (P). وفي الواقع فإن هناك علاقة تتناسب بين الضغط الجزئي للمادة وتركيزها. بفرض صحة قانون الغاز المثالي في هذه الحالة فإن:

$$P/RT = 1/V = C \qquad (6\text{-}8)$$

حيث R هو ثابت الغازات وT درجة الحرارة المطلقة و V الحجم الذي يشغله الجزئ.

معادلة الاتزان للمواد الغازية:

بفرض أن المواد في المعادلة (6-1) جميعها غازات، فإن ثابت الاتزان لها K_P يعطى بالعلاقة:

$$K_P = P^y_Y\, P^z_z / P^a_A\, P^b_B \qquad (6\text{-}9)$$

حيث P_Y,P_Z,P_A,P_B هي الضغوط الجزئية للمواد Y,Z,A,B. ويمكن الحصول على علاقة ثابتي الاتزان K_P و K_C، وذلك باستخدام المعادلة (6-8). المعادلة (6-4) يمكن إعادة كتابتها في الصورة:

$$K_C = (P_Y / RT)^y\, (P_Z/RT)^z / (P_A /RT)^a\, (P_B/RT)^b \qquad (6\text{-}10)$$
$$= \{P^y_Y\, P^z_Z / P_A^a\, P^b_B\}\, \{1/RT\}^{(y+z)-(a+b)} \qquad (6\text{-}11)$$
$$= K_P\, \{1/RT\}^{(y+z)-(a+b)} \qquad (6\text{-}12)$$
$$K_P = Kc\, (RT)^{\Delta n} \qquad (6\text{-}13)$$

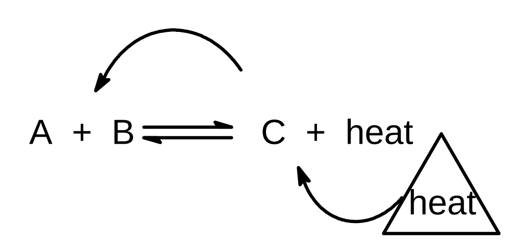
حيث $\Delta n = (y+z) - (a+b)$. وفي العموم Δn تساوي مجموع الجزئيات الناتجة مطروح منها مجموع الجزئيات الداخلة في التفاعل (بشرط أن تكون كلها غازات) وعندما توجد مادة غازية في التفاعل فإنه يجب توقع تأثير للضغط على موقع الاتزان.

قاعدة لوشاتيليه :Le Chatelier Principal

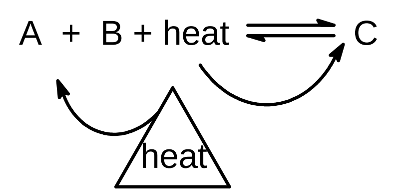
"إذا أثر مؤثر (الضغط أو درجة الحرارة مثلا) على نظام في حالة اتزان فإن الاتزان يتحرك في الاتجاه المقاوم لهذا المؤثر".

ولتفسير القانون فإنه إذا أنتج تفاعل حرارة فإن رفع درجة الحرارة من شأنه أن يقلل من كمية النواتج (أي

تُزَاح نقطة الاتزان في الإتجاه المضاد)، كما يوضح ذلك الرسم التالي:



أما إذا كان التفاعل ماص للحرارة فإن رفع درجة الحرارة من شأنه أن يزيد النواتج.



والضغط للغازات أو التركيز للمواد الذائبة في المحلول يسلك نفس السلوك من حيث إزاحة موقع الاتزان.

مثال 1: تكوين الأمونيا NH_3 :

$$N_{2(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightarrow 2NH_3 + 22\ kcal \qquad (6\text{-}14)$$

هذا التفاعل طارد للحرارة، وعليه فإن رفع درجة الحرارة من شأنه أن يقلل من تكوين NH_3. ونلاحظ أن أربعة جزئيات من الغازات $N_2 + 3H_2$ تنتج جزيئين من NH_3، وعليه فإن الضغط (حسب قانون دالتون) لابد أن ينخفض، وهكذا فلابد لزيادة الضغط من زيادة تكوين NH_3 حسب قاعدة لوشاتيليه.

مثال 2: تكوين أكسيد النيتريك NO:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO \ -43.2kcal \qquad (6\text{-}15)$$

هذا التفاعل ماص للحرارة، وعليه فإن رفع درجة الحرارة لابد أن يزيد تكوين NO ونلاحظ تساوي عدد الجزئيات الداخلة والناتجة . وعليه فلا تأثير للضغط عليه .

تطبيقات على الاتزان :

أ. تفاعلات الغازات :

i) عندما يكون $\Delta n = 0$ مثال : تكوين يوديد الهيدروجين

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrow 2HI_{(g)} \qquad (6\text{-}16)$$
$$a - x \quad b-x \quad 2x$$

حيث x الجزء المتكون من HI وكلا من a,b هما عددا الجزئيات المتفاعلة من I_2 وH_2. وعند الاتزان فإن الضغوط الجزئية للمواد تكون كما يلي (وفق قانون دالتون):

$$P(H_2) = \{(b-x)/(a+b)\}\, P_t \qquad (6\text{-}17)$$
$$P(I_2) = \{(a-x)/(a+b)\}\, P_t \qquad (6\text{-}18)$$
$$P(HI) = \{2x\,/(a+b)\}\, P_t \qquad (6\text{-}19)$$

لاحظ أن المقام في المعادلات السابقة هو مجموع الجزئيات لجميع المواد لأنه عند الاتزان :

$$a - x + b-x + 2x = a+b$$

ويمكن حساب K_P للتفاعل السابق كما يلي:

$K_P = P^2(HI) / P(I_2)\ P(H_2)$ (6-20)

وبالتعويض في (6-20) عن قيم P_{HI} , P_{I2}, P_{HI} نحصل على:

$K_P = 4x^2 / (a-x)(b-x)$ (6-21)

المعادلة الأخيرة تظهر أن الضغط ليس له تأثير على التفاعل .

ii)عندما يكون $\Delta n \neq 0$ مثال : تكوين ثاني أكسيد النيتروجين NO_2

$N_2O_{4(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ (6-22)

a-x 2x

$P_{N2O2} = \{ (a - x) / (a+x) \} P_t$ (6-23)

$P_{NO2} = \{2x / (a+x) \} p_t$ (6-24)

$K_p = p^2_{NO2} / P_{N2O4}$ (6-25)

وبالتعويض نحصل على :

$K_P = 4x^2 P_t / \{(a+x)(a-x)\}$ (6-26)

المعادلة الأخيرة تظهر أن للضغط تأثير على التفاعل، بحيث كلما زاد الضغط الخارجي قلت كمية NO_2 المتكونة وذلك ليظل K_P ثابت.

ب. تفاعلات المحاليل: مثال: تكوين الاستر

$CH_3COOH + C_2H_5OH$ } $CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ (6-27)

a-x /V b-x/V x/V x/V

$K_C = [CH_3COOC_2H_5][H_2O]/[CH_3COOH][C_2H_5OH]$ (6-28)

$= x^2/V^2 /(a-x/V)(b-x/V)$ (6-29)

$= x^2 /(a-x)(b-x)$ (6-30)

المعادلة الأخيرة تظهر أن الحجم (أو التركيز) لا يؤثر على موقع الاتزان.

ج. التفاعلات غير المتجانسة Heterogeneous reactions :

يقصد بالوسط غير المتجانس الوسط المحتوى على مواد صلبة أو سائلة لا تقبل الذوبان أو الامتزاج التام مع باقي الوسط. مثال: تكسير كربونات الكالسيوم بالحرارة

$CaCO_{3(s)}$ } $CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ (6-31)

ملاحظة : تؤخذ الكتلة الفعالة لجميع المواد الصلبة مساوية للوحدة في جميع المعادلات وكذلك المذيب إذا كان مادة متفاعلة أو ناتجة .

$K_p = P(CaO)\ P(CO_2) / P(CaCO_3)$ (6-32)

وبتطبيق المبدأ السابق فإن:

$K_P = P(CO_2)$ (6-33)

المعادلة الأخيرة تظهر أن ضغط ثاني أكسيد الكربون الناتج هو العامل المؤثر حيث كلما زاد ضغطه قل تكسير $CaCO_3$ والعكس صحيح .

إختبار ذاتي

1- احسب K_C و K_P للتفاعل الآتي:

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} + 15\ kcal$$

ناقش تأثير كل من الضغط ودرجة الحرارة على هذا التفاعل.

2- احسب K_C للتفاعل :

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

عند درجة حرارة 500 K ، إذا كانت $K_P = 1.44\times10^{-5}$.

3- عند درجة حرارة 450 K و ضغط يساوي الضغط الجوي، تفاعل $8.1 cm^3$ من H_2 مع $9.3\ cm^3$ من بخار اليود ونتج حجم من غاز HI مقداره $13.6\ cm^3$. احسب K_C و K_P.

4- للتفاعل

$$Na_2SO_4.10H_2O_{(s)} \rightleftharpoons Na_2SO_{4(g)} + 10H_2O_{(g)}$$

قيمة K_P تساوي 4×10^{-26} atm. احسب الضغط الجزئي للماء . اذكر ما يحدث لهذا الملح عندما يوضع في جو ذي ضغط بخاري للماء مقداره 6 mm Hg ، هل يتميع أم يطرد ماء التبلور؟

إجابة الاختبار الذاتي

1- التفاعل المذكور يحتوي على غاز متفاعل (جزيء واحد) وغازين ناتجين (جزيئان)

وحسب العلاقة $K_P = K_C (RT)^{\Delta n}$ و حيث إن $\Delta n = 2-1 = 1$ ، فإن $K_P = K_C RT$

$K_P = P_{PCl3} P_{Cl2} / P_{PCl5}$

$K_C = K_P / RT = P_{PCl3} P_{Cl2} / RT P_{PCl5}$

هذا التفاعل العكسي يمتص حرارة لأن إشارة كمية الحرارة 15 kcal موجبة وعلية فيجب أن تقل النواتج مع رفع درجة الحرارة وفق قاعدة لوشاتيليه.

أيضا يزيد عدد الجزيئات الناتجة عن المتفاعلة، أي يزيد الضغط في التفاعل وعليه فإن زيادة الضغط من الخارج تقاوم بإن تقل النواتج أيضا .

2- تفاعل تكوين النشادر يدخله أربعة جزيئات وينتج جزيئان، $n = 2-4 = -2$

$K_P = K_C (RT)^{\Delta n}$

$K_C = K_P (RT)^{-\Delta n}$

$= 1.44 \times 10^{-5}(0.082 \times 500)^{-(-2)}$

$= 0.0242$

3- هذا التفاعل لا يعتمد على الضغط ، وعدد الجزئيات الداخلة مساويا لعدد الجزيئات الناتجة وعليه فإن $K_C = K_P$

$K_P = 4x^2 /(a- x) (b-x)$

حيث b و a هما التركيز الابتدائي لليود والهيدروجين و x هو تركيز حمض الهيدروكلوريك

$a = 8.0 cm^3$

$b = 9.3 cm^3$

$x = 13.5/2 = 6.6 cm^3$

$K_C = 4\times 6.6 / (8.1 - 6.6)(9.3 - 6.6) = 6.52$

$K_P = 6.52$

4- هذا التفاعل يخرج منه عشرة جزيئات غازية

$n = 10 - 0 = 10$

$K_p = P^{10}(H_2O)$

$P(H_2O) = (4\times 10^{-25})^{0.1} = 0.00363 \text{ atm} = 0.00363 / 760 = 4.8 \text{ mmHg}$

وحيث أن الجو يحتوي على 6 mm Hg وهو أكبر مما ينتج من عملية الاتزان ، فإن الملح يمتص بخار ماء فيتميع . لجعل الملح يطرد ماء تبلوره يجب أن يكون الضغط البخاري للماء أقل من 4.8 mm Hg

الكيمياء العامة

تفكك الإلكتروليتات

تفكك الإلكتروليتات

7

الجدارة: حساب الرقم الهيدروجيني للمحاليل المختلفة و ذوبانية الأملاح و قواعد المعايرة.

الأهداف :

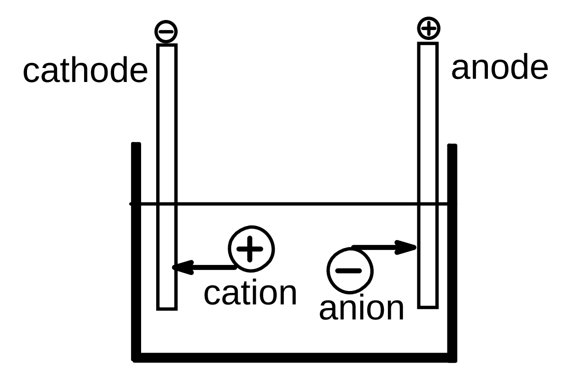
- أن يقيس الطالب التوصيلية الكهربية و يستخدمها في التطبيقات المختلفة.
- أن يحسب الطالب درجة و ثابت التفكك للأحماض و القلويات و الأملاح.
- أن يحسب الطالب ثابت التميؤ للأملاح و يستخدمه في حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليل هذه الأملاح.
- أن يحسب الطالب الرقم الهيدروجيني لمحاليل القواعد و الأحماض.
- أن يعين و يحسب ذوبانية الأملاح و ثابت الذوبان للأملاح شحيحة الذوبان في الماء.
- أن يجري المعايرات للأحماض و القلويات باستخدام الكواشف و الأدوات المناسبة.
- أن يحضر الطالب المحاليل المنظمة و يتعرف على نظرية عملها.

الوقت المتوقع للدراسة : ست ساعات في الفصل الدراسي.

متطلبات الجدارة : اتقان الاتزان الكيميائي و كتابة المعادلات من الحساب الكيميائي.

الإلكتروليتات Electrolytes :

الإلكتروليتات هي مواد تستطيع توصيل التيار الكهربي في المحاليل أو عند صهرها وتتغير كيميائيا تبعا لذلك. وتسمى عملية التغير الكيميائي في هذه الحالة بالتحليل الكهربي Electrolysis. ومن أمثلة هذه المواد الأحماض والقلويات و الأملاح. وتتم عملية التوصيل الكهربي كنتيجة لوجود هذه المواد في صورة شحنات أو أيونات ions في المحلول. وهي من نوعين متساويين في المقدار ومتضادين في الشحنة الكهربية، شحنات موجبة وتسمى كاتيونات cations، وشحنات سالبة وتسمى أنيونات anions. والكاتيونات تهاجر في المحلول نحو القطب السالب والمسمى المهبط cathode، بينما تهاجر الأنيونات نحو القطب الموجب والمسمى بالمصعد anode ، كما مبين في الشكل (7-1).



شكل (7-1): مكونات الخلية الكهروكيميائية.

التوصيل الكهربي Electrolytic conductance :

التوصيل الكهربي هو مقياس لتوصيل محلول الإلكتروليتات ، ومنه يمكن التعرف على تركيز الإلكتروليت (ملح مثلا). ويستفاد كثيرا من الناحية التطبيقية من قياسات التوصيل الكهربي للإلكتروليتات، مثل تتبع انتاج المياه الصالحة للشرب من محطات التحلية، ومدى ملوحة المياه أو حموضتها. وتقاس **التوصيلة** (κ) conductivity لمحلول إلكتروليتي بوحدة Scm^{-1}، هي عبارة عن التوصيل الكهربي (مقلوب المقاومة) لمكعب من المحلول المحصور بين قطبين مساحة كل واحد $1cm^2$ ويبعد عن بعضيهما 1cm. و المعروف أن المقاومة الكهربية (R) و التي تقاس بوحدة الأوم Ω، ترتبط بأبعاد المادة حسب العلاقة:

$$R = \rho / \ell A \qquad (7\text{-}1)$$

حيث ρ المقاومة النوعية بوحدة Ω cm و ℓ الطول بوحدة cm وA مساحة المقطع بوحدة $0cm^2$ ومن التعريف فإن: $0\kappa = 1/\rho$ وللحصول على قيمة للتوصيل الكهربي تخص كل إلكتروليت، يلزم حساب التوصيل المكافئ (Λ) equivalent conductance، و تعطى بالعلاقة الآتية:

$$\Lambda = \kappa \times 1000 / C \qquad (7\text{–}2)$$

حيث C العيارية بوحدة equivalent /L و التوصيل المكافئ يقاس بوحدة $S\ cm^2\ equi^{-1}$، ويعرف بأنه التوصيل الكهربي لمحلول حجمه مكعب ويحتوي على مكافئ جرامي من الإلكتروليت. وقد لوحظ عمليا أن Λ تعتمد على C، ويمكن تقسيم اعتماد Λ على C (أو التخفيف) إلى نوعين:

1- إلكتروليت قوي:

يُظهر قيمة ثابتة عن تركيز بالغ الصغر، ويطلق هنا على التوصيل المكافئ بأنه التوصيل المكافئ عند تخفيف لا نهائي، و يعطى الرمز Λ_∞. ويمكن حساب Λ_∞ من جداول تحتوي على التوصيل الأيوني عند تخفيف لانهائي λ_∞، وذلك حسب علاقة كلوراوش:

$$\Lambda_\infty = \lambda^+_\infty + \lambda^-_\infty \qquad (7\text{-}3)$$

حيث λ^+_∞ و λ^-_∞ هما التوصيل الأيوني عند تخفيف لانهائي للكيتون والأنيون المكونين للإلكتروليت.

مثال: لحساب Λ_∞ لإلكتروليت قوى مثل KCl نستخدم العلاقة:

$$\Lambda_\infty (KCl) = \lambda^+_\infty (K^+) + \lambda^-_\infty (Cl^-) \qquad (7\text{-}4)$$

مثال2: لحساب Λ_∞ لإلكتروليت قوي مثل Na_2SO_4 فإن:

$$\Lambda_\infty (Na_2SO_2) = \lambda^+_\infty (Na^+) + \lambda^-_\infty (SO_4^{2-}) \qquad (7\text{-}5)$$

ملحوظة: الوزن المكافئ للإلكتروليت هنا يساوي الوزن الجزيئي مقسوم على عدد الشحنات الموجودة في إحدى الشقين (الكيتون أو الانيون).

2- إلكتروليت ضعيف:

لا يمكن الوصول إلى قيمة نهائية للتوصيل المكافئ مهما حاولنا تخفيف المحلول. ويظهر هذا للإلكتروليت الضعيف مثل حمض الخل. ولكن هنا أيضا يمكن حساب Λ_∞ من الجداول. وبقياس التوصيل المكافئ Λ لإلكتروليت ضعيف، يمكن حساب درجة تأين الإلكتروليت(α).

الإلكتروليت القوي والإلكتروليت الضعيف:

يقال للإلكتروليت (وكذلك للحمض أو القلوي) أنه قوي إذا كانت درجة تأينه عالية،بمعنى $\alpha \rightarrow 1$ ، أما إذا كانت α صغيرة فيقال له إلكتروليت ضعيف. إذا القوة هنا تعنى القابلية للتفكك في المذيب. ولاشك أن تفكك إلكتروليت يعتمد على طبيعته، و كذلك على المذيب المستخدم0حمض الخل مثلا يقال له حمض ضعيف في الماء ولكنه إلكتروليت قوي إذا استخدمت الأمونيا NH_3 كمذيب.

ثابت تفكك الماء Ionic product of water :

يمكن وصف جزيء الماء النقي بالاتزان الآتي

$$\begin{array}{lcccc} H_2O & \} & H^+ & + & OH^- \\ 1-\alpha & & \alpha & & \alpha \end{array} \qquad (7\text{-}6)$$

وقد دلت توصيلية الماء على أن نسبة ضئيلة من الماء (α) تتفكك، وتظل النسبة الباقية في صورة جزيئات غير متأينة ($1-\alpha$)0 ويمكن كتابة عملية الاتزان في الصورة :

$$K = [H^+] [OH^-] / [H_2O] = \alpha^2 /1- \alpha \qquad (7\text{-}7)$$

ولما كان $[H_2O]$ يعتبر ثابت لضآلة الجزء المتفكك، فإن المعادلة السابقة يمكن اختزالها إلى :

$$K [H_2O] = K_w = [H^+] [OH^-] = \alpha^2 \qquad (7\text{-}8)$$

ويسمى K_w بثابت تفكك الماء. و تسمى α بدرجة التفكك (التأين) ويمكن حسابها من التوصيل المكافئ، حيث لأي إلكتروليت:

$$\alpha = \Lambda / \Lambda_\infty \qquad (7\text{-}9)$$

وقد وجد عمليا أن التوصيل المكافئ للماء البالغ النقاء يقترب من 97.2×10^{-7} S cm^2 equi^{-1} عند درجة حرارة $18\ ^oC$. والتوصيل المكافئ عند تخفيف لا نهائي للماء يمكن أن يحسب من الجداول، وفق المعادلة (7-3)، فنحصل على $\Lambda_\infty = 540$ S cm^2 equi^{-1}. وعليه فإن α يمكن حسابها من العلاقة (7-9). وقد حُسبت، ووجد أن قيمتها $\alpha = 10^{-7}$. وهكذا فإن قيمة K_w يجب أن تساوي 10^{-14} حسب العلاقة (7-8). ويمكن التعبير عن ذلك كما يلي:

$$K_w = 10^{-14} = [H^+] [OH^-] = [H^+]^2 = [OH^-]^2 \qquad (7\text{-}11)$$

ويعني ذلك أنه في الوسط الحمضي (غني في تركيز أيون الهيدروجين) $[H^+] > 10^{-7}$ وفي الوسط القاعدي (غني في تركيز أيون الهيدروكسيل) $[H^+] < 10^{-7}$0 ولما كان تركيز أيون الهيدروجين يلعب دور هام في العمليات الكيميائية والحيوية فإن معرفة تركيز الأيون ضروري في هذه العمليات، ويلزم التعبير عنه بطريقة سهلة ومتمشية مع طرق القياس العملية. وقد وجد أن التعبير المناسب لتركيز أيون الهيدروجين في الوسط هو ما يعرف بالرقم (أو الأس) الهيدروجيني (pH). ويعطى pH للمحلول حسب التعريف التالي:

$$pH = -\log [H^+] \qquad (7\text{-}12)$$

أي أن الرقم الهيدروجيني يساوي اللوغارتيم السالب لتركيز أيون الهيدروجين. وهكذا فإن في وسط حمضي يجب أن يكون $pH < 7$، وفي وسط قاعدي $pH > 7$، ويعني $pH = 7$ أن الوسط متعادل.

ملحوظة : التعريف الأكثر دقة للرقم الهيدروجيني يستلزم القول بأنه اللوغارتيم السالب للتركيز (الفعال)لأيون الهيدروجين وهو في الغالب لا يختلف كثيرا عن التركيز المحضر من الأيون عند استعمال محاليل مخففة.

مثال1 : احسب pH لمحلول 0.0001M HCl . حسب التعريف:

$$pH = -\log 10^{-4} = 4 \qquad (7\text{-}13)$$

وذلك بفتراض أن حمض الهيدروكلوريك تام التفكك وإن تركيز أيون الهيدروجين أو الكلوريد يساوي تركيز الإلكتروليت ذاته 0

مثال2: احسب pH لمحلول 0.01M KOH . بافتراض أن القلوي القوي KOH تام التأين فإن:

$$pH = -\log [H^+] = -\log (Kw/ [OH^-]) \qquad (7-14)$$
$$= -\log 10^{-14} /10^{-2} = 12$$

الحموضة والقاعدية:

يقال للمادة حمض acid إذا أطلقت أيون الهيدروجين في المذيب ،أي أن الحمض "معطي للبروتون" proton donor. ويقال للمادة قاعدة base إذا كانت تستقبل وتتحد مع أيون الهيدروجين في المذيب ،أي أن القاعدة "مستقبل للبروتون" proton acceptor، وتكون النتيجة الظاهرية إطلاق أيون الهيدروكسيل في الوسط (أو زيادة تركيزه). والقلوية alkalinity حالة خاصة من القاعدية في وجود مادة قلوية مثل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم. ومن القواعد (وهي لا تسمى قلويات) الأمونيا والبريدين. وكما سبق فإن قوة الحمض أو القلوي تصف قدرته على التفكك وإطلاق البروتون (للحمض) أو إطلاق الهيدروكسيد (للقاعدة) في الماء. ويمكن قياس القوة من خلال تعيين درجة التفكك (α)، انظر جدول (7-1).

من الطرق العملية لقياس α الخواص الجامعة للمحاليل ،و مدى التميؤ ،و سرعة التفاعلات المحتوية على الحمض أو القاعدة ،و القوة الدافعة الكهربية. و في الوقت الحالي فإن الطريقة الأخيرة و باستخدام ما يعرف بقطب الزجاج Glass electrode هي الأكثر شيــوعا على الإطلاق

جدول (7-1): أمثلة على الأحماض وقوتها عند تركيز 0.01N :

الحمض	درجة التفكك (α)	التوصيف
حمض الكلور HCl	0.93	قوى
حمض الكبريت H_2SO_4	0.96	قوى
حمض الخل CH_3COOH	0.126	ضعيف
حمض سيانيد الهيدروجين HCN	0.001	ضعيف

قانون استوالد للتخفيف Ostwald's dilution law :

أ- **للأحماض الضعيف أحادية البروتون** Mono protic acids

في محلول مائي حجمه (V) يحتوي على الوزن المكافئ الجرامي من حمض ضعيف HA ،فإن الاتزان الآتي يمكن افتراضه

$$HA \rightarrow H^+ + A^- \qquad (7-15)$$
$$1-\alpha/V \quad \alpha/V \quad \alpha/V$$
$$K_a = [H^+] [A^-]/ [HA] \qquad (7-16)$$
$$= (\alpha/V) (\alpha/V)/(1-\alpha)/V \qquad (7-17)$$

$$K_a = \alpha^2 /(1-\alpha) V \qquad (7-18)$$
$$K_a = \alpha^2 C / (1-\alpha) \qquad (7-19)$$

حيث K_a هو ثابت تفكك الحمض و C تركيز الحمض بوحدة مكافئ/لتر. تعرف المعادلة (7-18) بقانون استوالد للتخفيف، حيث يلاحظ أن درجة التفكك α تزيد مع زيادة التخفيف (أي الحجمV) ليظل K_a ثابت. وعندما يكون الحمض ضعيف جدا ($\alpha << 1$) فإن المعادلة (7-18) أو (7-16) يمكن تبسيطها إلى :

$$K_a = \alpha^2/V = \alpha^2 C \qquad (7-20)$$

ويمكن حساب α من العلاقة

$$\alpha = (K_a /C)^{1/2} \qquad (7-21)$$

وعند مقارنة حمضين B,A، لهما α_B وα_A فإن :

$$\alpha_A /\alpha_B = [(K_a)_A /(K_a)_B]^{1/2} \qquad (7-22)$$

وهكذا فإن K_a يمكن أن تعطى فكرة عن قوة الحمض.

ب- للقواعد الضعيفة أحادية الهيدروكسيل

للقاعدة الضعيفة BOH الموجودة في V لتروعدد أوزانها المكافئة الوحدة

$$BOH \rightarrow B^+ + OH^- \qquad (7-23)$$
$$1-\alpha/V \qquad \alpha/V \qquad \alpha/V$$
$$K_b = [B^+] [OH^-] / [BOH] \qquad (7-24)$$
$$= (\alpha/V) (\alpha/V) / (1-\alpha/ V) \qquad (7-25)$$
$$K_b = \alpha^2 / (1-\alpha) V \qquad (7-26)$$
$$K_b = \alpha^2 C/ (1-\alpha) \qquad (7-27)$$

و العلاقة (26 -7) أو (7-27) هي قانون استوالد للقاعدة الضعيفة0

ج- الأحماض عديدة البروتون Poly-protic acids

تتفكك الأحماض عديدة البروتون في عدد الخطوات يساوي عدد أيونات الهيدروجين البدولة في الحمض. مثلا حمض الكبريت H_2SO_4 يتفكك في خطوتين، بينما يتفكك حمض الفسفوريك H_3PO_4 في ثلاثة خطوات. ولكل خطوة معادلة وثابت تفكك. وعموما تقل قيمة ثابت التفكك كلما زاد رقم الخطوة. مثال: تفكك حمض الفسفوريك

$$H_3PO_4 > H^+ + H_2PO_4^- \qquad (7-28)$$
$$K_1 = [H^+] [H_2PO_4^-] / [H_3PO_4] \qquad (7-29)$$

ثم يلي ذلك:

$$H_2PO_4^- \} H^+ + HPO_4^{2-} \qquad (7-30)$$
$$K_2 = [H^+] [H_2PO_4^{2-}] / [H_2PO_4^-] \qquad (7-31)$$

وأخيرا

$$HPO_4^{2-} \} H^+ + PO^{3-}{}_4 \qquad (7-32)$$

$K_3 = [H^+] [PO_4^{3-}] / [HPO^{2-}_4]$

وقد وجد عمليا أن قيم ثوابت التفكك الثلاث هي

$K_1 = 7.6\times10^{-3}$, $K_2 = 6.2 \times10^{-8}$, $K_3 = 10^{-12}$

وهكذا يتضح أن مساهمة الخطوة الأولى في انتاج أيونات الهيدروجين هي المسؤولة تقريبا عن تركيز هذا الأيون عند تفكك حمض الفسفوريك. وذلك لأن قيمة K_1 أكبر كثيرا من K_3,K_2. وبصورة تقريبية يمكن كتابة المعادلة (7-29) في صورة المعادلة (7-19) في حالة الحمض أحادي البروتون ويمكن من خلالها حساب تركيز أيون الهيدروجين، إذا كان تركيز الحمض معلوم:

$$[H^+] = \alpha C = (K_a C)^{1/2} \qquad (7\text{-}34)$$

مثال :- احسب تركيز أيون الهيدروجين التقريبي لحمض الفسفوريك تركيز 0.1M .

الحل :- نهمل الخطوتين الثانية والثالثة في تفكك الحمض ونعتبر فقط الخطوة الأولى، وهكذا فإن $K_a= K_1$، وبالتعويض في المعادلة (7-34) نحصل على تركيز أيون الهيدروجين

$$[H^+] = (7.6 \times 10^{-3} \times 0.1)^{1/2} = 0.027 \text{ g-ion /L}$$

وللتعبير بالرقم الهيدروجين pH فإن: $pH = -\log (0.027) = 1.5$

تفكك القواعد عديدة الهيدروكسيل:

تخضع القواعد عديدة الهيدروكسيل لنفس قاعدة الحمض عديدة البروتون، حيث تقل قيمة ثابت التفكك كلما زاد رقم الخطوة. ومن الأمثلة هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ و هيدروكسيد الأمونيوم $Al(OH)_3$. ولكل خطوة ثابت تفكك معين، وعموما يمكن إهمال الخطوات التالية للخطوة الأولى عند حساب تركيز أيون الهيدروكسيل.

تميؤ الأملاح Hydrolysis of Salts :

التميؤ هو تفاعل الملح مع الماء لإعادة انتاج الحمض والقاعدة المكونين للملح. وعندما يكون الشقان الحمضي و القاعدي قويين (مثل شق الكلوريد وشق البوتاسيوم) فإن التميؤ يحدث بصورة يمكن إهمالها. أما إذا كان إحدى الشقين ضعيف فإن تفاعل هذا الشق مع الماء يؤدي إلى تكوين الحمض أو القاعدة المكونة للملح، ويصبح التميؤ هو العامل المحدد لتركيز أيون الهيدروجين في الوسط.

مثال :- تميؤ خلات الصوديوم

الشق القاعدي للملح قوي بينما الشق الحمضي ضعيف وهكذا:

$$CH_3\,COONa + HOH \rightleftharpoons CH_3COOH + NaOH \qquad (7\text{-}35)$$

والنتيجة تكون

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+ \qquad (7\text{-}36)$$

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^- \qquad (7\text{-}37)$$

نلاحظ أن القاعدة القوية تكون تامة التأين و تنتج OH^- بينما الحمض المتكون ضعيف في إطلاق أيون الهيدروجين0 و المحصلة أن تركيز OH^- في الوسط يكون أعلى من H^+ ، ويصبح محلول هذا الملح محكوم بالشق القوى (القاعدي). وعليه فإن هذا المحلول يكون قلوي أي أن $pH > 7$.

مثال 2: تميؤ كلوريد الأمونيوم

الشق الحمضي للملح قوي والشق القاعدي ضعيف وهكذا

$$NH_4Cl + HOH \} NH_4OH + HCl \qquad (7\text{-}38)$$

والنتيجة تكون :

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^- \qquad (7\text{-}39)$$
$$NH_4OH \} NH^+_4 + OH^- \qquad (7\text{-}40)$$

نلاحظ ان الحمض القوي يطلق H^+ بكثرة، بينما القاعدة الضعيفة تطلق قليل من OH^- و المحصلة تكون في صالح الحمض القوي ويصبح المحلول حمضي، أي أن $pH < 7$.

ويمكن حساب ثابت تفاعل التميؤ في المثلين السابقين كما يلي :

أولا : لملح خلات الصوديوم CH_3COONa

$$K_h = [CH_3COOH] [NaOH] / [CH_3COONa] [H_2O] \qquad (7\text{-}41)$$

وذلك وفق المعادلة (7-35). ويسمى K_h بثابت التميؤ Hydrolysis constant. ومن الأفضل إعادة كتابة المعادلة السابقة في الصورة الآتية:

$$K_h = [CH_3COOH] [OH^-] / [CH_3COO^-] [H_2O] \qquad (7\text{-}42)$$

حيث تم استبدال $[NaOH] = [OH^-]$، وذلك لأن الشق القاعدي تام التفكك . وكذلك :

$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa]$، لأن الملح تام التفكك0 وهذا سيساعد فيما بعد عند حساب تركيز أيون الهيدروجين للوسط.

ثانيا : لملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

$$K_h = [NH_4OH][HCl] / [NH_4Cl] [H_2O] \qquad (7\text{-}43)$$

أو بالصورة الأفضل

$$K_h = [NH_4OH] [H^+] / [NH_4Cl] [H_2O] \qquad (7\text{-}44)$$

وبفرض أن α هي درجة التميؤ، و لجزيء جرامي من الملح في حجم مقداره V، فإنه يمكن كتابة معادلة للثابت K_h كما يلي (المعادلتان 7-42, 7-44) مع إهمال تركيز الماء.

$$K = (\alpha/V) (\alpha/V) / (1-\alpha/V) \qquad (7\text{-}45)$$
$$= \alpha^2 / (1-\alpha)V \qquad (7\text{-}46)$$
$$K = \alpha^2 C / (1-\alpha) \qquad (7\text{-}47)$$

نلاحظ أن المعادلة الأخيرة هي معادلة استوالد لتأين حمض أو قاعدة ضعيفة، وقد أهمل تركيز الماء لوجوده بكثرة في الوسط. كما نلاحظ أن درجة التميؤ تزيد مع تخفيف محلول الملح أو بتعبير آخر كلما قل تركيزه (المعادلة47-7) وذلك ليظل K_h ثابت.

حساب pH للأملاح المتميئة :

استنتجنا من قبل pH المتوقع لمحلول الملح المتميئ، و الآن نحاول أن نجد طريقة لحساب pH التقريبي لمحلول الملح بمعلومية ثابت التميؤ وتركيز الملح.

أ- مثال خلات الصوديوم : يمكن كتابة معادلة التميؤ(42-7) لهذا الملح كما يلي:

$$K_h = [CH_3COOH]\,[OH^-] / [CH_3COO^-]$$
$$= [CH_3COOH]\,K_w / [CH_3COO^-]\,[H^+]$$
$$K_h = K_w / K_a \qquad (7\text{-}48)$$

وذلك باستخدام حقيقة أن : $K_w = [H^+]\,[OH^-]$ في الوسط المائي. وهكذا نلاحظ ارتباط K_h بكلا من ثابت تفكك الماء K_w و الحمض الضعيف المكون للملح K_a. ويمكن أيضا إعادة كتابة المعادلة الأخيرة في الصورة الآتية:

$$K_h = [CH_3COOH]\,[OH^-] /[CH_3COO^-]$$
$$= [OH^-] / [CH_3COO^-]$$
$$= K_w / [H^2]^2\,[CH_3COO^-] \qquad (7\text{-}49)$$

وهكذا يصبح تركيز أيون الهيدروجين، وفق المعادلتين (48-7) و (49-7):

$$[H^+] = (K_w/K_a / [CH_3COO^-])^{1/2} \qquad (7\text{-}50)$$
$$= (K_w K_a / [\,salt]\,)^{1/2} \qquad (7\text{-}51)$$

وأخيرا فإن

$$pH = -\log [H^+] = -\log (\,k_w\,k_a / [salt\,])^{1/2} \qquad (7\text{-}52)$$

ب- مثال كلوريد الامونيوم :- يمكن كتابة المعادلة في الصورة المناسبة كما سبق في المثال (أ) والوصول في النهاية إلى المعادلة:

$$pH = -\log [H^+] = -\log (k_w\,[salt] /k_b\,)^{1/2} \qquad (7\text{-}53)$$

سؤال: حاول استنتاج هذه المعادلة لتميؤ ملح مشتق من حمض قوي وقاعدة ضعيفة ؟

تأثير الأيون المشترك :

لفهم هذا التأثير نفرض وجود حمض ضعيف واحد أملاحه المشتقة من قاعدة قوية مثل (حمض الخل +خلات الصوديوم) ونتصور الحال في الأوساط المائية:

$$CH_3COOH \;\}\; CH_3COO^- + H^+ \qquad (7\text{-}54)$$
$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+ \qquad (7\text{-}55)$$

توجد حالة اتزان لتفكك الحمض الضعيف ويحددها الثابت K_a.

$$K_a = [CH_3COO^-]\,[\,H^+] / [CH_3COOH] \qquad (7\text{-}56)$$

ولكي يظل الثابت K_a ثابت يجب أن يقل تركيز CH_3COO^- و H^+ الناتجين من تفكك الحمض وذلك لأن الملح CH_3COONa يطلق كمية كبيرة من CH_3COO^-. والمحصلة هي إزاحة عملية الاتزان في اتجاه معاكس لعملية التفكك، وبالتالي نقص تركيز أيون الهيدروجين الناتج من تفكك الحمض. وفي العموم يمكن استنتاج أن إضافة ملح لأحد الأحماض الضعيفة تؤدي لنقص عملية تفكك الحمض بسبب الأيون المشترك (CH_3COO^- في المثال). و من السهل إدراك نفس التأثير لإضافة ملح إلى قاعدة ضعيفة.

مثلا يؤدي إضافة كلوريد الامونيوم إلى الأمونيا إلى خفض تفكك الأمونيا .

سؤال 1 :- هل يؤدي إضافة كلوريد الصوديوم إلى حمض الكلور إلى نقص تفكك الحمض ؟

الإجابة لا ، لأن حمض الكلور قوي وبالتالي لا يتأثر بالأيون المشترك (الكلوريد).

سؤال 2:- هل يؤدي إضافة كلوريد الصوديوم إلى محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى نقص تفكك هيدروكسيد الصوديوم ؟

الإجابة :- لا ، لأن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية وبالتالي لا يتأثر لإضافة ملح إليها (لا تأثير للأيون المشترك وهو الصوديوم في هذه الحالة) .

المحاليل المنظمة Buffer solutions :

هي محاليل تقاوم التغير في تركيز أيون الهيدروجين في الوسط إذا أضيف حمض أو قاعدة بكمية صغيرة إلى الوسط. وتتكون هذه المحاليل من حمض ضعيف وأحد أملاحه المشتقة من قاعدة قوية أو قاعدة ضعيفة واحد أملاحها المشتقة من حمض قوى.

أمثلة :

1. محلول حمض الخل و خلات الصوديوم ($CH_3COOH + CH_3COONa$)
2. محلول هيدروكسيد الأمونيا و كلوريد الأمونيا ($NH_4OH + NH_4Cl$)
3. محلول حمض البوريك و بورات الصوديوم ($H_3PO3 + Na_2B_2O_7$)
4. محلول حمض كبريتيد الهيدروجين +كبريتيد الصوديوم ($H_2S + Na_2S$)

أفضل وضع لهذه المحاليل هو عندما يكون الحمض أو القاعدة الضعيفة بنفس تركيز الملح. ولكل محلول نطاق عمل مناسب حسب نوع الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة.

وتستخدم هذه المحاليل كوسط عندما يكون ضبط pH مهم وضروري في أثناء التفاعل. وكثيرا من التفاعلات وخاصة تفاعلات الإنزيمات في الكائنات الحية تحتاج إلى ضبط دقيق لقيمة pH. ويوجد

في الدم نظام لضبط pH ، يدخل فيه أيون HCO_3^- ويحاول أن يضبط قيمة pH من خلال إذابة CO_2 وباقي الأيونات .

كيف يعمل المحلول المنظم ؟

نفترض وجود محلول منظم من حمض الخل وخلات الصوديوم. عند إضافة قليل من HCl إلى المحلول، يختل تركيز أيون الهيدروجين لقوة الحمض المضاف فيحاول المحلول المنظم مقاومة ذلك من خلال اتحاد أيونات الهيدروجين الجديدة مع خلات الصوديوم والتي تنتج حمض الخل، والذي يمكن إهمال تفككه . المحصلة بقاء pH بدون تغير يذكر .

عند إضافة قليل من NaOH يزيد تركيز OH^- في الوسط فيحاول المحلول المنظم مقاومة ذلك من خلال تفاعلOH^- مع حمض الخل و انتاج الماء و أيون الخلات H_3COO^-، والمحصلة لا تغير يذكر في تركيز أيون الهيدروجين. و يجب التنبه إلى أن نجاح المحلول المنظم يتوقف على كمية الحمض أو القلوي المضاف إليه وكذلك قوته. وعموما فإن المحلول المنظم الجيد يجب أن يكون تركيز مواده أعلى بكثير من تركيز وكمية الحمض أو القاعدة المضافة.

معادلة هندرسون للمحاليل المنظمة Henderson's equation :

لمحلول يحتوى على خليط من حمض الخل و خلات الصوديوم فإن :

$$K_a = [CH_3COO^-]\,[H^+] / [CH_3COOH] \qquad (7\text{-}57)$$

$$[H^+] = k_a\,[CH_3COOH] / [CH_3COO^-] \qquad (7\text{-}58)$$

وفي الصيغة العامة :

$$[H^+] = k_a\,[acid] / [salt] \qquad (7\text{-}59)$$

أو في صورة الرقم الهيدروجيني :

$$pH = pk_a - \log [Acid] / [Salt] \qquad (7\text{-}60)$$

يستخدم الرمز p بمعنى log- في المعادلات. والمعادلة (7-60) هي معادلة هندرسون لحمض ضعيف. و في حالة قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها المشتقة من حمض قوى تصبح المعادلة :

$$pH = pk_w - pk_b + \log [base]/[salt] \qquad (7\text{-}61)$$

سؤال: حاول استنتاج هذه المعادلة للنظام $NH_4Cl + NH_4OH$.

ذوبانية الإلكتروليتات Solubility of Electrolytes :

بعض الإلكتروليتات شحيح الذوبان في الماء مثل كلوريد الفضة AgCl و كبريتات الباريوم $BaSO_4$ وكبريتيد النحاس CuS. وتقاس ذوبانية الإلكتروليت شحيح الذوبان في الماء بوحدة g-ion/L ، أي جرام أيون لكل لتر، وتعطى الذوبانية الرمز "S". ويمكن وصف عملية الذوبان بالاتزان الآتي لملح كلوريد الفضة :

$AgCl_{(s)}$ } $AgCl_{(aq)} \rightarrow Ag^+ + Cl^+$ (7-62)

حيث $AgCl_{(s)}$ هو الملح شحيح الذوبان و$AgCl_{(aq)}$ الكمية الذائبة في الماء والتي تتحول مباشرة إلى الأيونين Ag^+ و Cl^-. وثابت الاتزان للعملية السابقة يسمى بحاصل الإذابة Solubility product ويعطى الرمز K_s.

$K_s = [AgCl_{(aq)}] / [AgCl_{(s)}]$ (7-63)
$= [Ag^+] [Cl^-]$ (7-64)
$K_s = S^2$ (7-65)

نلاحظ أن $[AgCl_{(s)}] = 1$، حيث إن تركيز المواد الصلبة يؤخذ مساويا الوحدة في معادلات الاتزان0 وبمعرفة"S" من التحليل الكيميائي لأحد الأيونين Ag^+ أو Cl^- يمكن حساب حاصل الإذابة K_s 0

مثال 1: - احسب حاصل الإذابة K_s لمادة $Mg(OH)_2$ هيدروكسيد الماغنسيوم ؟

$Mg(OH)_2$ } $Mg^{2+} + 2OH^-$ (7-66)
$Ks = [Mg^{2+}] [OH^-]^2 = S . (2S)^2 = 4S^3$ (7-67)

مثال 2:- احسب حاصل الإذابة K_s لملح $Ca_3(PO_4)_2$ ؟

$Ca_3(po_4)_2$ } $3Ca^{2+} + 2PO^{3-}_4$ (7-68)
$K_s = [Ca^{2+}]^3 [PO^{3-}_4]^2$ (7-69)
$= (3S)^3 . (2S)^2 = 108 S^5$ (7-70)

عملية الطرد الملحي Salting out :

يمكن استخدام تأثير الأيون المشترك لتقليل إذابة ملح شحيح الذوبان وذلك بإضافة ملح قوي يحتوي على الشق المشترك من الملح شحيح الذوبان. مثال إضافة ملح كلوريد الصوديوم إلى كلوريد الفضة. ذوبانية كلوريد الفضة في الماء عند درجة حرارة 25درجة مئوية تساوي $S = 10^{-5}$g-ion/L 0 ما تأثير إضافة 0.1M من كلوريد الصوديوم .

الإجابة : في الماء النقي حاصل إذابة كلوريد الفضة :

$K_s = [Ag^+] [Cl^-]$ (7-71)
$= [Ag^+]^2 = [Cl^-]^2 = (10^{-5})^2 = 10^{-10}$ (7-73)

بعد إضافة 0.1 M NaCl فإن المعادلة تكون :

$K_s = [Ag^+] \times 0.1$ (7-74)
$[Ag^+] = 10^{-10} / 10^{-1} = 10^{-9}$ g-ion /l (7-75)

نلاحظ أن تركيز أيون الفضة وبالتالي ذوبان الملح انخفض كثيرا (عشر ة آلاف مرة) عند إضافة 0.1M NaCl. وهكذا يمكن خفض ذوبان ملح شحيح الذوبان بإضافة إلكتروليت قوى يحتوى على أيون مشترك مع هذا الملح . وتستغل هذه العملية في التحليل الكيميائي الوصفي للتحكم في ترسيب أيونات بعض العناصر، وبالتالي فصل هذه العناصر إلى مجموعات يسهل التعرف عليها وفصلها عن بعضها

البعض. وفي الواقع يقوم فصل الكاتيونات إلى مجموعات على هذه العملية (ارجع إلى التحليل الوصفي للشقوق القاعدية للتعرف على ذلك بالتفصيل).

نظرية كواشف الأحماض والقواعد Theory of acid-base indicators :

كواشف الأحماض والقواعد هي عبارة عن مواد عضوية يمكن اعتبارها أحماض ضعيفة، ولها لونان، لون للكاشف غير المتأين ولون للكاشف بعد فقد أيون الهيدروجين. وهي تضاف عادة عند المعيارة الحجمية للأحماض مع القلويات لتدل على الوصول إلى نقطة التعادل، وذلك في صورة تغير مفاجئ في لون المحلول. ويعتمد اللون السائد للكاشف على تركيز أيون الهيدروجين في الوسط0عندما تكون نسبة الكاشف غير المتأين إلى المتأين حوالي 10 يسود لون الكاشف غير المتأين، بينما يسود لون الكاشف المتأين عندما تكون النسبة 0.1.

مثال : الفينول فثالين .ph. ph

عند معالجته كحمض ضعيف نحصل على المعادلة :

$$HIn \rightarrow In^{-} + H^{+} \qquad (7\text{-}76)$$

قرمزي   عديم اللون

حيث HIn يمثل جزيء الكاشف غير المتأين و In^{-} يمثل الكاشف المتأين.

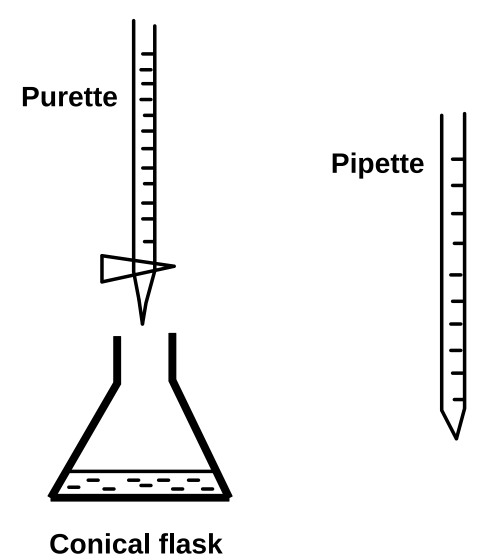
حسب معادلة هندرسون (المعادلة 59-7) فإن :

$$pH = pK_a + \log[In]/[HIn] \qquad (7\text{-}77)$$

حيث K_a هو ثابت تفكك الفينول فيثالين ويساوي $pk_a = 9.5$. عندما يكون pH=8.5 فإن المعادلة السابقة تعطى [In]/[HIn] مساويا 0.1، مما يعني أن المحلول يكون عديم اللون. أما إذا كان pH = 10.5 فإن قيمة [In] /[HIn] تساوي 10، مما يعني أن لون المحلول يكون قرمزياً. ويلاحظ أن لون ph. ph. يتغير في نطاق ضيق من الرقم الهيدروجيني pH 8.5 -10.5، ويسمى هذا النطاق بنطاق الرقم الهيدروجيني العامل ($K_a \pm 1$) و عموما فإن نطاق الرقم الهيدروجيني العامل هو ($K_a \pm 1$). ولكل عملية معايرة بين حمض وقاعدة كاشف مناسب يجب أن يتغير عند نقطة التعادل. وذلك لأن الملح المتكون في النهاية ليس متعادل في كل الأحوال،أي أن $pH \neq 7$ لكل الأملاح. فبعض الأملاح مثل كلوريد الأمونيوم يكون حمضياً، ويلزمه كاشف يعمل في النطاق pH = 3-5، مثل كاشف الميثيل البرتقالي (M.O.) ، بينما محلول ملح مثل خلات الصوديوم يكون قلويا، ويلزمه كاشف يعمل في النطاق pH = 8-10 . الأملاح المشتقة من قلوي قوي وحمض قوي تكون محاليلها متعادل pH = 7 ، وهكذا فإن كاشف مثل .ph .ph أو .M.O يمكن أن يكون مناسب.

معايرة الأحماض والقلويات (القواعد) Acid – base (alkali) titration :

تسمى عملية إضافة حجم معين من حمض (أو قاعدة) معلوم التركيز إلى حجم معين من قاعدة (أو حمض)مجهولة التركيز حتى الوصول إلى تمام التعادل وتكوين ملح وماء بعملية المعايرة titration. وتستخدم عادة أدوات خاصة، تعرف بأدوات المعايرة، وتتألف من دورق مخروطي conical flask

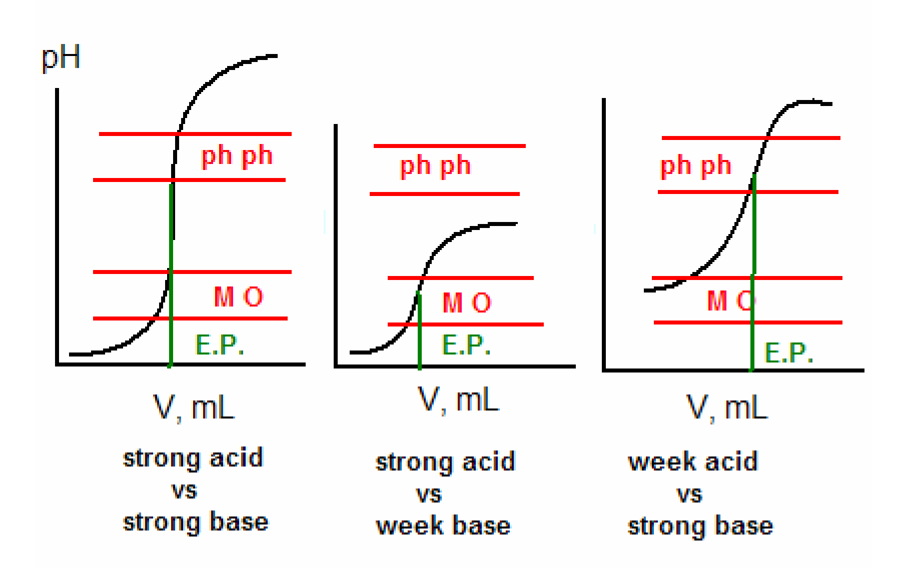


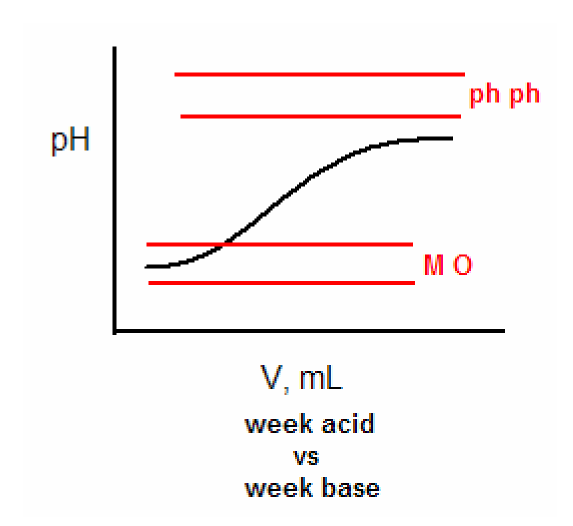
شكل (2-7): مكونات عملية المعايرة الحجمية.

يحتوي عادة على القاعدة أو الحمض مجهول التركيز، بالإضافة إلى قطرات قليلة من الكاشف المناسب مثل .ph. ph أو .M.O، شكل (2-7). ويضاف المحلول المعلوم التركيز من خلال السحاحةburette وهي عبارة عن أنبوبة طويلة (50سم تقريبا)، مدرجة لمعرفة الحجم المستهلك في المعايرة. وتستخدم أداة أخرى تسمى الماصة pipette لنقل حجم القاعدة أو الحمض مجهول التركيز. وعند الاقتراب من نهاية التعادل يجب إضافة محلول السحاحة قطرة قطرة حتى يتغير لون الكاشف فجأة. وعندها يأخذ الحجم المستهلك من السحاحة على أنه الحجم المكافئ . ويمكن فهم ما يحدث أثناء المعايرة من خلال منحنى المعايرة المبين في كل حالة في شكل (3-7).

1. في حالة حمض قوى مع قاعدة قوية (strong acid vs strong base) يحدث التغير المفاجئ (نقطة التعادل .E.P) في نطاق عمل .ph. ph أو .M.O وهكذا يمكن أن يستخدم أحدهما.
2. في حالة حمض ضعيف مع قاعدة قوية (week acid vs strong base) يحد ث التغير المفاجئ فقط في نطاق عمل .ph. ph وهكذا فإن هذا النوع يحتاج إلى .ph. Ph ولا يصلح له .M.O .
3. في حالة حمض قوي ولكن قاعدة ضعيفة (strong acid vs week base) يحدث التغير المفاجئ في وجود .M.O وليس .ph.ph ، وهكذا فإن الكاشف المناسب هو .M.O.

4. في حالة حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة (week acid vs week base). يتغير pH ببطئ ولا يظهر تغير مفاجئ مما يجعل هذه الطريقة غير مناسبة في التحليل ويجب استبدالها بالطريقة 2 أو 3 واستخدام الكاشف المناسب.





شكل (7-3): منحنيات معايرات أحماض مع قواعد.

إختبار ذاتي

1. احسب التوصيل الكهربي لمحلول وضع بين قطبين مساحة كل منهما $0.5\ cm^2$ ويبعدا عن بعضيهما $2.5\ cm$ ، ووجد أن مقاومته $700\ \Omega$.
2. احسب التوصيل المكافئ لمحلول $0.1M\ KCl$، علما بإن التوصيلية لهذا المحلول $0.037\ S\ cm^{-1}$.
3. احسب الرقم الهيدروجيني لهذه المحاليل
   أ- $10^{-3}M\ HCl$ ب- $0.1NH_4OH$ ، $K_b = 10^{-5}$
   ج – $0.1CH_3COOH$ ، $K_a = 10^{-5}$ د- $0.01M\ H_2SO_4$
4. احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يحتوي على 0.1M CH3COOH مع 0.5M CH3COONa، $Ka = 10^{-5}$.
5. احسب حاصل الإذابة لملح Ag_2CrO_4 ، علما بإن الذوبانية تساوي 3×10-2g/L
6. احسب درجة تميؤ ملح خلات الصوديوم تركيز0.1M، علما بإن ka لحمض الخل يساوي 10^{-5}
7. احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول ملح خلات الصوديوم تركيز 0.1M علما بإن ka لحمض الخل يساوي 10^{-5}.
8. احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يحتوي على $0.1NH_4Cl$ مع $0.02M\ NH_4OH$ ، علما بإن K_b الهيدروكسيد الأمونيا يساوى 10^{-5} .

إجابة الاختبار الذاتي

1- التوصيلية الكهربية κ (Scm^{-1}) هي مقلوب المقاومة النوعية ρ

$\kappa = 1/\rho = \ell / R A$

حيث R هي المقاومة(Ω) و ℓ الطول (cm) و A المساحة (cm^2).

$\kappa = 2.5/700\times0.5 = 7.14\ mS\ cm^{-1}$

2- التوصيل المكافئ Λ يعطى من العلاقة

$\Lambda = \kappa \times 1000\ /C$

حيث C هي العيارية $(g\text{- equi } L^{-1})$ و κ هي التوصيلة (Scm^{-1})

$= 0.037 \times 10000/ 1000 = 0.37\ cm^2\ S\ equi^{-1}$

3- الرقم الهيدروجيني للمحاليل:

أ- حيث إن HCl حمض قوي

$pH = -\log [H^+] = -\log [a\ cid]$
$= -\log [0.001] = 3$

ب- حيث إن NH_4OH قاعدة ضعيفة $K_b = \alpha^2 C$

حيث α هي درجة التفكك و C التركيز و K_b ثابت التفكك

$\alpha = (K_b / c)^{1/2} = (10^{-5} /0.1)^{1/2} = 0.01$

تركيز الهيدروكسيل هو $[OH^-] = \alpha\ C$

$[OH^-] = 0.01 \times 0.1 = 0.001$

وحيث إن ثابت تفكك الماء K_w يعطى من : $K_w = [OH^-]\ [H^+]$

$[H^+] = K_w / [OH^-]$
$= 10^{-14}/ 10^{-3} = 10^{-11}$
$pH = -\log 10^{-11} = 11$

ج)حيث إن الحمض ضعيف $K_a = \alpha^2 C$

$\alpha = (K_a /c)^{1/2} = (10^{-5} / 10^{-1})^{1/2}$
$[H^+] = \alpha\ C = 0.01 \times 0.1 = 0.001$
$pH = -\log [H^+] = -\log [10^{-3}] = 3$

د)حيث إن الحمض يمكن أعتباره تجاوزا حمض قوي ويحتوي على أيونين هيدروجين:

$pH = -\log [H^+] = -\log [0.01 \times 2] = 1.69$

4- هذا محلول منظم يخضع لمعادلة هندرسون

$pH = pk_a - \log [Acid] / [Salt]$
$pH = 5 - \log (0.1 /0.5) = 4.3$

5- حاصل الإذابة للملح

$Ag_2CrO_{4(s)} \rightarrow 2Ag^+_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$
$K_s = (2S)^2\ S = 4S^3$

حيث K_s هو حاصل الإذابة و S الذوبانية.

$$K_s = 4 \times (3 \times 10^{-2})^3 = 108 \times 10^{-6}$$

6- تعطى درجة تميؤ هذا الملح من المعادلة

$$K_h = \alpha^2 C /1-\alpha$$

حيث α هي درجة التميؤ و k_h هو ثابت التميؤ والذي يرتبط بثابت تفكك الحمض الضعيف المكون للملح بالعلاقة : $K_h = K_w / K_a$ ، بفرض أن $\alpha << 1$

$$K_h = K_w/K_a = \alpha^2 C$$

$$\alpha = (K_w / K_a C)^{1/2} = (10^{-14}/(10^{-5} \times 0.1))^{1/2} = 10^{-4}$$

7- هذا الملح يتعرض للتميؤ ويمكن معرفة الرقم الهيدروجيني من العلاقة

$$pH = -\log [H^+]$$
$$= -\log (K_w K_a / C_{salt})^{1/2}$$
$$= -\log (10^{-14} \times 10^{-5}/ 0.1)^{1/2} = 9.0$$

8- هذا المحلول منظم ويمكن حسابه رقمه الهيدروجيني من العلاقة

$$pH = pK_w - pK_b + \log [Base]/[Salt]$$
$$= 14 - 5 + \log (0.02 /0.1) = 8.3$$

نموذج اختبار (1)

1- احسب تردد ضوء طوله الموجي 30nm

2- احسب الطول الموجي المقابل لحظ الإثارة الثاني في سلسلة بلمر(n=2)

3- اكتب الترتيب الإلكتروني للذرات الآتية واستنتج المغناطيسية :

أ) Ne　ب)Mg　ج)Cl　د) O

4- رتب الذرات الآتية حسب الحجم : F , C, Li, O, H

5- احسب عدد الإلكترونات التي يمكن أن تأخذ أرقام الكم الآتية :

أ) $n=3$, $\ell=2$　ب) $n=4$, $m_\ell=-2$

ج) $n=4$, $\ell=2$, $m_s=-1/2$　د) $n=5$, $\ell=2$, $m_\ell=2$, $m_s=1/2$

6- رتب الذرات الآتية حسب سالبيتها الكهربية : F , H , Li , O , N

7- احسب التغير في الطاقة عند تكوين جزيء أمونيا حسب المعادلة :

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

علما بإن طاقة الروابط H-H, N-N , N-H ، على الترتيب386 و 160 و 432 بالكيلو جول للجزيء.

8- اكتب تركيب لويس للجزيئات الآتية:

أ) NO_2　ب) CH_4　ج) BF_3　د) $CH\equiv CH$

9- ارسم التركيب الفراغي للجزيئات الآتية مع ذكر اسم الشكل : الأمونيا ، الماء.

10- اذكر خطوات نظرية الإلكترون المحلي للوصول إلى تركيب الجزيئات ذات الرابطة التساهمية. أعطى مثال توضيحي.

نموذج اختبار(2)

1- احسب عدد و قيم الأرقام المغناطيسية المقابلة لرقم الكم الأساسي الثالث.

2- امتص جسم كمية من الطاقة الضوئية ذات الطول الموجي 700nm فزادت طاقته بمقدار 7.3×10^{-12} احسب عدد الفوتونات الممتصة .

3- رتب الذرات الآتية حسب طاقة التأين الأولى: N , O, B , Li, C

4- رتب الأيونات الآتية حسب الحجم: Li^+ , H^+, K^+, Na^+

5- احسب طاقة تأين ذرة الهيدروجين من مستوى الطاقة الثاني.

6- اكتب الترتيب الإلكتروني لما يلي : Li^+، O^{2-} , Be , Ne^-

7- اكتب تركيب لويس لما يلي :

أ) NO_3^- ب) I_3^- ج) SO_3

8- اذكر نوع التهجين في الجزيئات الآتية

أ) الايثيلين CH_2CH_2 ب) رابع كلوريد الكربون CCl_4

ج) رابع كلوريد الكربون CCl_4 هـ) الإيثان CH_3CH_3

9- عرف ما يلي:

أ) طاقة التأين الأولى

ب) السالبية الكهربية

ج) الرنين

نموذج اختبار(3)

1- احسب الطول الموجي المصاحب لجسم كتلته 3g يتحرك بسرعة مقدارها 6000 m/s

2- ما مقدار الطاقة الناتجة عن تحول 0.03 μg إلى طاقة ؟

3- رتب الذرات الآتية حسب الصفة الحمضية : F ,Be ,N ,C

4- رتب الأيونات الآتية حسب الحجم: F^- , O^{2-} , Mg^{2+}, Na^+

5- اكتب الترتيب الإلكتروني والحالة الأكثر ثباتا في الطبيعة لما يلي:

أ) N ب) Mg ج) B د) Cl

6- احسب طاقة الرابطة C-H ، علما بإن طاقة تكوين الإيثان CH_3CH_3 وطاقة الرابط C-C وطاقة الرابطة H-H ، على الترتيب ، $103.3, 83, 20.24\ kcal\ mol^{-1}$.

7- اكتب تركيب لويس لما يلي :

أ) $POCl_3$ ب) SO_4^{2-} ج) NH^+_4 د) H_3O^+

8- استنتج الشكل الفراغي لما يلي :

أ) الميثان CH_4 ب) الأمونيا NH_3 ج) الماء H_2O د) $CH_2=CH_2$

9- اذكر عدد الأرقام المغناطيسية للرقم الازموسي (ℓ) يساوي أربعة0

10- ما هي أهمية أرقام الكم الآتية :

أ) الرقم الأساسي n ب) الرقم المغناطيسي m_ℓ

ج) الرقم الأزموثي ℓ د) الرقم المغزلي m_s

حل نموذج الاختبار الأول

1- تردد الضوء ν يحسب من القانون: $\nu = c/\lambda$

حيث c هي سرعة الضوء و λ الطول الموجي .

$$\lambda = 3\times10^{8}/ 320\times 10^{-9} = 9.4\times10^{14}\ \text{Hz}$$

2- في سلسلة بلمر $n_1=2$ ، الخط الثاني $n_2=4$

الطول الموجي يحسب من العلاقة

$$\lambda = 1/ W = 1 / 109667.6\ (1/4 -1/16)$$
$$= 4.86 \times 10^{-5}\ \text{cm}$$

3- الترتيب الإلكتروني للذرات :

دايامغناطيسية □ Ne $1S^2\ 2S^2\ 2P^6$

دايامغناطيسية □ Mg $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2$

بارامغناطيسية □ Cl $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^5$

بارامغناطيسية O $1S^2\ 2S^2\ 2P^4$

4- الذرات الآتية حسب الحجم : $Li > C > O > F > H$

5- عدد الإلكترونات التي تأخذ أرقام الكم ،هي كما يلي

أ- عدد الإلكترونات = عشرة

ب- عدد الإلكترونات = أربع

ج- عدد الإلكترونات = خمسة

د- عدد الإلكترونات = واحد

6- الذرات حسب السالبية الكهربية : $F > O > N > H > Li$

7- التغير في الطاقة ΔH عند تكوين جزيء أمونيا يتضمن الطاقات الآتية

$$\Delta H = -3(N\text{-}H) +1/2\ (N\equiv N) +3/2(H\text{-}H)$$
$$= -3 \times 386 +1/2 \times 160 + 3/2 \times 432 = 430\ \text{kJ/mol}$$ □

8- تركيب لويس للجزيئات:

O - N = O

```
  F
  |
F-B-F
```

```
  H
  |
H-C-H
  |
  H
```

H-C≡C-H

9- التركيب الفراغي للجزيئات : الماء منكسر ، الأمونيا هرم ثلاثي

10- خطوات نظرية الإلكترون المحلي للوصول لتركيب الجزيئات:

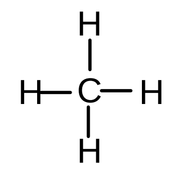
أ- كتابة تركيب لويس للجزيء.

ب- استنتاج الشكل الفراغي بتطبيق قاعدة التجاذب الأول بين أزواجإلكترونات تكافؤ الذرة المركزية 0

ج- تطبيق التهجين المناسب على الذرة المركزية.

مثال : الميثان CH_4

1- تركيب لويس :



2- الشكل الفراغي : هناك أربعة ازواج مشاركة وعليه فإن الشكل الفراغي يجب أن يكون رباعي الأوجه

3- التهجين المناسب للميثان حيث الأربع روابط متماثلة ومن النوع سيجما هو $4sp^3$

حل نموذج الاختبار الثاني

1- عدد الأرقام المغناطيسية لرقم الكم الأساسي الثالث $n=3$

هناك أرقام أزموثية عددها $\ell=3$ ، تأخذ القيم $0,1,2$

والقيم الأولى لها عدد أرقام مغناطيسية يعطى بالعلاقة: $m_\ell = 2\ell + 1 = 0 + 1 = 1$

القيمة الثانية $m_\ell = 2\ell + 1 = 2 \times 1 + 1 = 3$

القيمة الثالثة $m_\ell = 2\times2+1 = 5$

المجموع لعدد الأرقام المغناطيسية: $m_\ell = 1+3+5=9$

2- العلاقة التي يمكن الحساب منها هي معادلة بلانك : $E = nh\nu$

حيث E الطاقة بالجول ،و h ثابت بلانك، و تردد الضوء،وn عدد الفوتونات

$$n = E \lambda / h c$$
$$= 7.3\times10^{-12} \times 700 \times10^{-9} / 6.625 \times10^{-34} \times 8 \times10^{8}$$
$$= 9.64\times10^{6} \text{ photons}$$

3- الذرات حسب طاقة التأين : $N > O > C > B > Li$

4- الأيونات حسب الحجم : $K^+ > Na^+ > Li^+ > H^+$

5- طاقة تأين الهيدروجين من مستوى الطاقة الثاني $n=2$

$$E = -2.18 \times 10^{-18} (1/\infty - 1/n^2_2)$$
$$= 2.18 \times 10^{-18} /4 = 0.55 \times10^{-18} \text{ J}$$

6- الترتيب الإلكتروني :

Li^+ $1S^2$

O^{2-} $1S^2\ 2S^2\ 2P^6$

Be $1S^2\ 2S^2$

Ne^- $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^1$□

7- أشكال لويس:

O=N(–O)–O⊖   [I—I—I]⊖   O=S(–O)–O

8- أنواع التهجين

أ) sp^2 ب) sp^3 ج) sp^3 د) sp^3

9- أ- طاقة التأين :هي كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من مدارات تكافؤ الذرة من الحالة المستقرة.

ب- السالبية الكهربية :المقدرة النسبية على جذب الإلكترونات في الرابطة مقارنة بالذرات الآخر ى لمكونة للرابطة.

ج- الرنين : التعبير عن نفس الجزيء بأكثر من صورة متكافئة من تركيبات لويس.

حل نموذج الاختبار الثالث

1- الطول الموجي (λ) المصاحب لجسم كتلته (m) ويتحرك بسرعة (v)يعطى بالعلاقة الآتية (علاقة دي برولي): $\lambda = h / m v$

$$= 6.625 \times 10^{-34} / 3 \times 10^{-3} \times 6000 = 3.68 \times 10^{-35} \ m$$

2- مقدار الطاقة يحسب من المعادلة اينشتين

$$E = m c^2$$
$$= 0.03 \times 10^{-6} \times (3 \times 10^8)^2 = 2.7 \times 10^{-9} \ J$$

3- الذرات حسب الصفة الحمضية: $F > N > C > Be$

4- الأيونات حسب الحجم : $O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+}$

5- الترتيب الإلكتروني والحالة الأكثر ثباتا في الطبيعة :

$N \quad 1S^2 \ 2S^2 \ 2P^3 \qquad N^{3-}, N^{5+}$

$Mg \quad 1S^2 \ 2S^2 \ 2P^6 \ 3S^2 \qquad Mg^{2+}$

$B = 1S^2 \ 2S^2 \ 2P^1 \qquad B^{3+}$

$Cl \quad 1S^2 \ 2S^2 \ 2P^6 \ 3S^2 \ 3P^5 \qquad Cl^-$

6- لحساب طاقة الرابطة C-H نستخدم الحساب الكيميائي لتكوين CH_3CH_3 طاقة تكوين هذا الجزيء ΔH تعطى بما يلي :

$$2C + 3H_2 \rightarrow CH_3CH_3$$
$$\Delta H = -6 (C\text{-}H) - (C\text{-}C) + 3(H\text{-}H)$$

و بمراعاة الإشارات، نحصل على طاقة تكوين الرابطة كما يلي:

$$(C\text{-}H) = (-20.24 \ -83 + 3 \times 103.3)/6 = +34.3 \text{ kcal mol}^{-1}$$

7- تركيب لويس :

8- الشكل الفراغي للجزيئات:

أ الميثان : رباعي الأوجه — الأمونيا : هرم ثلاثي

ج- الماء : منكسر — الإيثان : خطي

9- عدد الأرقام المغناطيسية لرقم لرقم الكم الازموثي $\ell = 4$ ، يمكن حسابها كما يلي :

$$m_\ell = 2\ell + 1 = 2 \times 4 + 1 = 9$$

10- أهمية الأرقام :

أ- الرقم الأساسي (n) : يعطى المستوى والبعد عن النواة

ب- الرقم الازموثي (ℓ): يعطى شكل المدار

ج- الرقم المغناطيسي (m_ℓ) : يحدد هذا الرقم اتجاه المدار الفراغي

د- الرقم المغزلي (m_s) : يحدد الرقم اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه ،مع أو ضد عقارب الساعة

بعض الثوابت المهمة

اسم الثابت	القيمة
سرعة الضوء	$c = 2.998 \times 10^{8}$ m/s
عجلة (تسارع) الجاذبية الأرضية	$g = 9.806$ m/s^2
ثابت فارادي	$F = 96485$ c/mol
ثابت العام للغازات	$R = 8.314\ J/K.mol$ $R = 1.987\ cal/K.mol$ $R = 0.082\ l.atm/K.mol$
ثابت بلتزمان Boltzman	$k = 1.38 \times 10^{-23}\ J/K$
عدد افوجادرو Avogadro	$N = 6.022 \times 10^{23}\ mol^{-1}$
شحنة الإلكترون (أو البروتون)	$e = 1.602 \times 10^{-19}\ C$ $e = 4.803 \times 10^{-10}\ esu$
ثابت بلانك Planck	$h = 6.626 \times 10^{-34}\ J.s$
وحدة الكتلة الذرية	$u = 1.66 \times 10^{-27}\ kg$
كتلة الإلكترون	$m_e = 9.109 \times 10^{-31}\ kg$
كتلة البروتون	$m_p = 1.673 \times 10^{-27}\ kg$
كتلة النيوترون	$m_n = 1.675 \times 10^{-27}\ kg$
العدد (أساس اللوغاريتم الطبيعي) e	e =2.71828182846
التقدير الدائري π	$\pi = 3.1415926535\ 9$

تحويلات مهمة

درجة الحرارة	1K=1ºC+273.16
الضغط	1 atm = 760 mm Hg = 760 Torr = 101.325 kPa 1 bar = 10^5 Pa
الحجم	1 l =10^3 cm^3 = 1000 ml
القوة	1 N = 10^5 dyne
الطاقة	1 J = 10^7 erg 1 cal = 4.184 J
الزمن	1 year = 365.25 days(d) 1 day = 24 hours (h) 1 hour = 60 minutes (min) 1 minute = 60 second(s)
الشحنة الكهربية	1 C = 3×10^9 esu

وحـــــــــدات القياس

الكمية	وحدة القياس	رمز وحدة القياس
النظام الدولي SI		
الطول	متر meter	m
الكتلة	كيلوجرام kilogram	Kg
الزمن	ثانية second	S
القوة	نيوتن Newton	N
الطاقة	جول Joule	J
القدرة	وات Watt	w
كمية المادة	مول	mol
شدة الاستضاءة	قنديله Candle	cd
شدة التيار	أمبير Ampere	A
الضغط	باسكال Pascal	Pa
النظام المتري cgs		
الطول	سم Centimeter	Cm
الكتلة	جرام gram	g
الزمن	ثانية second	s
القوة	داين dyne	Dyne
الطاقة	ارج erg	Erg
وحدات أخرى		
الجهد الكهربي	فولت Volt	V
المقاومة الكهربية	أوم Ohm	Ω
الشحنة الكهربية	كولوم Coloumb	C
الحجم	لتر Litre	L
الضغط	جو atmosphere	atm
درجة الحرارة	كلفن Kelvin	K

مضعفات وأجزاء القيم والوحدات

هناك لواحق يعبر عنها برمز معين يضاف أمام الوحدة أو القيمة ليعطي بعض المضعفات أو أجزاء منها.

اللاحقة الأمامية	رمز اللاحقة الأمامية	المعنى
فمتو femto	f	10^{-15}
بيكو pico	p	10^{-12}
نانو nano	n	10^{-9}
ميكرو micro	μ	10^{-6}
ملي milli	m	10^{-3}
سنتي centi	c	10^{-2}
ديسي deci	d	10^{-1}
كيلو kilo	k	10^{3}
ميجا mega	M	10^{6}
جيجا giga	J	10^{9}
تترا tetra	T	10^{12}

حالة خاصة لوحدة الطول:

$1 \text{ m} = 10 \text{ dm} = 100 \text{ cm} = 10^{6}\ \mu\text{m}$

حروف يونانية شائعة الإستعمال

نطق الحرف	الشكل الأول	الشكل الثاني
الفا	A	α
بيتا	B	β
جاما	Γ	γ
دلتا	Δ	δ
ايتا	H	η
سيجما	Σ	σ
باي	Π	π
فاي	Φ	φ
بساي	Ψ	ψ
اوميجا	Ω	ω
سيتا	Θ	θ
رو	R	
كبا	K	κ
ابسلون	E	ε
ميو	M	μ
نيو	N	υ
لندا	Λ	λ
تاو		τ
كساي		χ
زيتا		

بعض ثوابت العناصر الشهيرة

EN	EA kJ mol^{-1}	IE kJ mol^{-1}	r Å	الوزن الذري	العدد الذري	الرمز	العنصر
2.2	-72	1312	0.37	1.008	1	H	هيدروجين
-	21	2373	0.5	4.003	2	He	هليوم
1.0	-58	520	1.52	6.939	3	Li	ليثيوم
1.6	250	899	1.11	9.012	4	Be	بريليوم
2.0	-23	801	0.88	10.811	5	B	بورون
2.6	-122	1086	0.77	12.011	6	C	كربون
3.0	-503	1402	0.70	14.007	7	N	نيتروجين
3.4	-141	1314	0.66	15.999	8	O	أكسجين
4.0	-333	1681	0.64	18.998	9	F	فلور
-	29	2080	0.70	20.183	10	Ne	نيون
0.9	-53	496	1.86	22.99	11	Na	صوديوم
1.3	230	738	1.60	24.31	12	Mg	ماغنسيوم
1.6	-44	578	1.43	26.98	13	Al	**ألومنيوم**
1.9	-135	786	1.17	28.09	14	Si	سيليكون
2.2	-74	1012	1.10	30.97	15	P	فوسفور
2.6	-200	1000	1.09	32.06	16	S	كبريت
3.2	-348	1251	0.99	35.45	17	U	كلور
-	34	1527	0.94	39.95	18	Ar	ارجون
0.8	-48	419	2.31	39.10	19	K	بوتاسيوم
1.0	154	590	1.97	40.08	20	Ca	كالسيوم
1.6	-64	653	1.28	52.00	24	Cr	كروم
1.5	<0	717	1.27	54.94	25	Mn	منجنيز

حديد	Fe	26	55.85	1.26	759	-24	1.8
كوبالت	Co	27	58.93	1.25	758	-67	1.9
نيكل	Ni	28	58.71	1.24	737	-111	1.9
نحاس	Cu	29	63.54	1.28	745	-118	1.9
خارصين	Zn	30	65.37	1.34	906	~0	1.6
زرنيخ	As	33	74.92	1.21	947	-77	2.2
بروم	Br	35	79.91	1.14	1140	-324	3.0
كربتون	Kr	36	83.80	1.09	1356	39	-
استرانشيوم	Sr	38	87.62	2.15	549	120	0.9
فضة	Ag	47	107.87	1.44	731	-126	1.9
كادميوم	Cd	48	112.40	1.49	868	<0	1.7
قصدير	Sn	50	118.69	1.40	709	-121	2.0
انتمون	Sb	51	121.75	1.41	869	-101	2.1
يود	I	53	126.90	1.33	1008	-295	2.7
زينون	Xe	54	131.30	1.30	1176	40	-
باريوم	Ba	56	137.34	2.17	503	52	0.9
تنجستن	W	74	183.85	1.39	770	-58	1.7
بلاتين	Pt	78	195.09	1.38	870	-205	2.2
ذهب	Au	79	169.97	1.44	890	-223	2.0
زئبق	Hg	80	200.59	1.51	1007	<0	1.9
رصاص	Pb	82	207.19	1.75	716	-101	2.3
بزموث	Bi	83	208.98	1.46	703	-100	2.0

طاقة التأين = IE ,الألفة الإلكترونية = EA ,السالبية الكهربية = EN ,نصف قطر الذرة = r

ثوابت تأين الأحماض والقلويات عند 25ْم

الإلكتروليت		ثابت التأيـــــــــن
أحماض		K_a
حمض الكربونيك	H_2CO_3	$k_1 = 4.3\times10^{-7}, k_2 = 5.6\times10^{-11}$
حمض الهيدروسيانيك	HCN	4.8×10^{-10}
حمض الخليك(الخل)	CH_3COOH	1.8×10^{-5}
حمض الفوميك(النمل)	$HCOOH$	1.8×10^{-4}
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
حمض البوريك	H_3BO_3	7.2×10^{-10}
حمض الهيدروكلوريك	HCl	10^{7}
حمض الهيدروبروميك	HBr	10^{9}
حمض الهيدروايوديك	HI	10^{11}
حمض الاوكساليك	$(COOH)_2$	$k_1 = 5.6\times10^{-2}, k_2 = 5.1\times10^{-5}$
حمض الفسفوريك	H_3PO_4	$k_1 = 6.9\times10^{-3}, k_2 = 6.2\times10^{-8}, k_3 = 4.8\times10^{-13}$
حمض البوريك	H_3BO_3	5.9×10^{-9}
حمض كربيد الهيدروجين	H_2S	$k_1 = 8.9\times10^{-8}, k_2 = 1.2\times10^{-13}$
قواعد		K_b
هيدروكسيد الامونيوم	NH_4OH	1.7×10^{-5}
انيلين	$C_6H_5NH_2$	4.1×10^{-10}
امين الميثيل	CH_3NH_2	5×10^{-4}
بريدين	C_5H_5N	1.7×10^{-9}

حاصل الذوبان لأملاح شحيحة الذوبان في الماء عند 25ْم

المادة		حاصل الذوبان K_s
هيدروكسيد الالمومنيوم	$Al(OH)_3$	3.7×10^{-15}
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$	5.5×10^{-6}
هيدروكسيد الماغنسيوم	$Mg(OH)_2$	1.2×10^{-11}
هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2$	5×10^{-3}
هيدروكسيد النحاس	$Cu(OH)_2$	2.2×10^{-20}
كلوريد الفضة	$AgCl$	1.0×10^{-10}
يوديد الفضة	AgI	1.5×10^{-16}
بروميد الفضة	$AgBr$	7.7×10^{-13}
كرومات الفضة	Ag_2CrO_4	9.0×10^{-12}
كبريتيد النحاسيك	CuS	8.5×10^{-45}
كبريتيد الزئبقوز	Hg_2S	10^{-47}
كبريتيد الرصاص	PbS	7×10^{-29}
كبريتيد البزموث	Bi_2S_3	10^{-97}
كبريتيد الفضة	Ag_2S	6.3×10^{-50}
كبريتات الباريوم	$BaSO_4$	1.1×10^{-10}
كبريتات الكالسيوم	$CaSO_4$	9.1×10^{-6}
كربونات الكالسيوم	$CaCO_3$	2.8×10^{-6}
كربونات الباريوم	$BaCO_3$	5.1×10^{-6}
كربونات الخارصين	$ZnCO_3$	2×10^{-10}

كواشف تفاعلات التحليلية (لتحديد نقطة نهاية التفاعل)

الكاشف	نوع التفاعل	تغير اللون
الفينول فيثالين ph.ph	معايرة حمض مع قاعدة قوية	عديم اللون(حمض) إلى أحمر(قاعدة)
الميثيل البرتقالي M.O	معايرة حمض قوي مع قاعدة	أحمر(حمض) إلى أصفر(قاعدة)
تباع الشمس Lithmus	كشف الحموضة أو القلوية	أحمر(حمض) إلى أزرق (قاعدة)
النشا الذائب	كشف وجود اليود معايرة اليود مع الثيوكبريتات	أزرق قاتم في وجود اليود ويختفي بإضافة الثيوكبريتات
داي ميثيل جليوكسيم	كشف وجود النيكل	راسب أحمر مع أيون النيكل
ديكرومات البوتاسيوم	معايرة الكلور بنترات الفضة بطريقة موهر Mohr	راسب أحمر مع الزيادة من أيون الفضة
الفلورسين Fluorescein	معايرة الكلور بنترات الفضة بطريقة فاجان Fajan	تحول الراسب الأبيض إلى أحمر عند نقطة النهاية
الميروكسيد Murexide	معايرة EDTA لأيون الكالسيوم	تحول اللون الأحمر إلى أزرق
أريو كروم بلاك تي EBT	معايرة EDTA لأيونات مختلفة	تحول اللون الأحمر إلى أزرق
زيلينول البرتقالي	معايرة EDTA لأيونات عديدة	تحول اللون الأحمر إلى أصفر
بيروكتيكول البنفسجي PVC	معايرة EDTAلأيونات عديدة	تحول اللون الأزرق إلى بنفسجي

التوصيلية الأيونية عند تخفيف لانهائي عند 25°م.

الأيون	الرمز	التوصيلية الأيونية λ_∞
الهيدروجين	H^+	349.8
الليثيوم	Li^+	38.69
الصوديوم	Na^+	50.11
البوتاسيوم	K^+	73.52
الأمونيوم	NH_4^+	73.4
الكالسيوم	$\frac{1}{2}Ca^+$	59.5
الباريوم	$\frac{1}{2}Ba^+$	63.6
الرصاص	$\frac{1}{2}Pb^+$	71.0
الخارصين	$\frac{1}{2}Zn^+$	52.8
الهيدروكسيد	OH^-	198.0
الكلوريد	Cl^-	75.23
البروميد	Br^-	78.1
اليوديد	I^-	76.80
الخلات	CH_3COO^-	40.9
الكبريتات	$\frac{1}{2}SO_4^{2-}$	79.8
الكربونات	$\frac{1}{2}CO_3^{2-}$	69.3

طاقة التكوين القياسية (ΔH^o /kcal mol^{-1}) للمركبات عند 25ْم

المركب الغازي	ΔH^o	المركب	ΔH^o
أول أكسيد الكربون CO	-26.42	سائل البنزين C_6H_6	11.72
ثاني أكسيد الكربون CO_2	-94.05	سائل الميثانول CH_4	-57.08
الميثان CH_4	-17.89	سائل الإيثانول C_2H_3	-66.41
الأسيتيلين C_2H_2	54.19	سائل رابع كلوريد الكربون CCl_4	-33.25
الايثان CH_3CH_3	-20.24	سائل الماء H_2O	-68.32
البروبان C_3H_8	-24.82	كلوريد الصوديوم الصلب $NaCl$	-98.35
البنزين C_6H_6	19.82	كربونات الصوديوم الصلب $NaCO_3$	-270.53
الميثانول CH_3OH	-48.08	أكسيد السليكون الصلب SiO_2	-217.92
الايثانول C_2H_5OH	-56.63	كربونات الكالسيوم الصلب $CuCO_3$	-288.73
الماء H_2O	-57.80	أكسيد الرصاص الصلب PbO	-51.20
الأمونيا NH_3	-11.04	كلوريد الفضة الصلب $AgCl$	-30.38
كلوريد الهيدروجين HCl	-22.06	بروميد الفضة الصلب $AgBr$	-23.80
بروميد الهيدروجين HBr	-8.66	يوديد الفضة الصلب AgI	-14.93
يوديد الهيدروجين HI	6.2	كبريتيد الرصاص الصلب PbS	-23.52
ثاني أكسيد الكبريت SO_2	-70.96		
ثالث أكسيد الكبريت SO_3	-94.45		
الايثيلين C_2H_4	12.50		
فورمالدهيد $HCOH$	-116		

- طاقة تكوين الغازات مثل $F_2,Br_2,Cl_2,O_2,N_2,H_2$ وهي الصفر.
- طاقة تكوين المواد الصلبة مثل الجرافيت والسليكون والصوديوم والكبريت المعيني واليود هي الصفر.

طاقة الرابطةالكيميائية (كيلو جول لكل جزئ).

الرابطة	طاقة الربطة	الرابطة	طاقة الربطة
H—H	432	H—Si	323
O—O	146	C—N	305
N—N	160	C—O	358
F—F	154	C—S	259
Cl —Cl	239	C—F	485
Br—Br	193	C—Cl	339
C—C	347	C—Br	276
C═C	614	C—I	240
C≡C	839	N—F	272
N═N	418	N—Cl	200
O═O	495	N—Br	243
H—C	413	C═O	799
H—Cl	427	C≡O	1072
H—O	467	N═O	607
H—N	391	C≡N	887
H—Br	363	N≡N	941
H—S	347		

معلومات رياضية

خواص اللوغاريتمات:

عند كتابة أي عدد موجب في صورة أساس (base) و أس (power) فإن لوغاريتم العدد هو الأس .هناك أساسان شهيران هما :

1. العدد 10 ويسمى اللوغاريتم لهذا الأساس log.
2. العدد $e = 2.71828$ ويسمى اللوغاريتم لهذا الأساس ln.

مثال 1 :أوجد اللوغاريتم الطبيعي واللوغاريتم العشري للعدد 34.67 .

$$\log 34.67 = 1.5399$$
$$\ln 34.67 = 3.546$$

مثال 2 :أوجد العدد المقابل للوغاريتم الطبيعي للعدد -1.67 والعدد المقابل للوغاريتم العشري للعدد 3.76.

$$\text{Anti} \log (3.76) = 5754.3993$$
$$\text{Anti} \ln (-1.76) = 0.1720$$

العملية	المقابل في اللوغاريتمات
الجمع❖	$\log A + \log B \neq \log (A+B)$
الطرح❖	$\log A - \log B \neq \log (A - B)$
الضرب❖	$\log A + \log B = \log (AB)$
القسمة❖	$\log A - \log B = \log (A/B)$
الأس❖	$B \log A = \log (A^B)$
المقلوب❖	$-\log A = \log (\frac{1}{A})$
	$\log 10 = 1 \; ; \ln e = 1$
	$\log 0 = \ln 0 = -\infty$
	$\log 1 = \ln 1 = 0$
تحويل	$\ln A = 2.303 \log A$

❖ تسلك ln مسلك log في هذه العمليات.

معادلة الدرجة الثانية في مجهول واحد:

كثيراً ما يحتاج الأمر إلى حساب مجهول يحقق معادلة من الدرجة الثانية على الصورة:

$$ax^2 + bx + c = 0$$

حيث c,b,a ثوابت تحدد قيمة المتغير x حسب العلاقة :

$$x = (-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac})/2a$$

ومن الواضح أن هناك قيمتين للمتغير x لتحقق المعادلة.

مثال : احسب قيمة x التي تحقق المعادلة الآتية:

$$x^2 + 2x = 4$$

الحل : نكتب المعادلة في الصورة العامة:

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x^2 + 2x - 4 = 0$$

للحصول على قيمة x نستخدم الصورة :

$$x = (-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac})/2a$$

$$= (-2 \pm \sqrt{4 - 4 \times 1(-4)})/2 \times 1$$

$x = -3.236$ أو $x = 1.236$

الأسس :

تقوم كتابة الأعداد بالطريقة العلمية Scientific notation على استخدام الأسس في هذه التعابير. ويعبر عن العدد بجزأين : الأول عدد بسيط يحتوي على الدقة المراد ظهورها والثاني هو الأساس عشرة مرفوع إلى الأس (قوة) تحقق مع الجزء الأول قيمة العدد. يحتاج إلى ذلك طبعاً عندما تكون الأعداد بالغة الكبر أو الصغر بحيث تصبح طريقة كتابة قيمة العدد غير مريحة للقارئ. ويمكن الاستعاضة عن الأساس عشرة بأي أساس آخر والخواص تظل ثابتة.

مثال 1 :العدد 3570000000 يمكن كتابته على الصورة العلمية 35.7×10^8 وهي أكثر وضوحاً دون مساس بالقيمة أو دقتها.

مثال 2: العدد 0.000000000357 يكتب على الصورة 3.57×10^{-10} أيضاً يمكن أن يكتب 35.7×10^{-9} أو 357×10^{-8} وذلك حسب الدقة المطلوب التعامل معها.

خواص الأسس:

1. جمع عددين متحدين في الأس $A10^a + B10^a = (A+B)10^a$
2. طرح عددين متحدين في الأس $A10^a - B10^a = (A-B)10^a$
3. ضرب الأسس $10^a 10^b = 10^{(a+b)}$
4. قسمة الأسس $10^a/10^b = 10^{(a-b)}$
5. مقلوب الأسس $1/10^a = 10^{-a}$

$10^0 = 1$

$10^\infty = \infty$

$0^a = 0$

مثال 1: أوجد مجموع العددين 0.00081, 0.0037.

الحل : نكتب العددين على الصورة العلمية:

$$37\times10^{-4} + 8.1\times10^{-4}$$
$$= (37+8.1)10^{-4} = 45.1\times10^{-4} = 0.00451$$

مثال 2: أوجد حاصل ضرب العددين $8\times10^5, 7.1\times10^{-3}$.

الحل :

$$8\times10^5 \times 7.1\times10^{-3} = 8\times7.1\times10^{5-3} = 65.8\times10^2 = 6580$$

تفاضل وتكامل الدوال:

عمليتا التفاضل والتكامل شائعتا الاستخدام في الكيمياء ويجب على الطالب أن يتقن فهم هاتين العمليتين للدوال البسيطة التي تواجه كثيراً أثناء الدراسة.

1. تفاضل الدوال ذات المجهول الواحد (x) حيث a, n ثوابت:

الدالة	التفاضل
ax	adx
x^n	nx^{n-1}
$\ln x$	$\frac{dx}{x}$
e^n	$e^x dx$
a	0
$\frac{1}{x}$	$\frac{-dx}{x^2}$
$\frac{1}{a-x}$	$\frac{dx}{(a-x)^2}$

2. تكامل الدوال ذات المجهول الواحد(x):

الدالة	التكامل غير المحدد
x	$\frac{1}{2}x^2$
x^n	$\frac{1}{n+1}x^{n+1}$
e^x	e^x
a	ax
$\frac{1}{x}$	$\ln x$
$\frac{1}{a-x}$	$-\ln(a-x)$

مصطلحات علمية Scientific Idioms

A

A.C .	تيار متردد (مناوب)
Ability	قابلية أو مقدرة
Abscissa	محور السين (رياضيات)
Absolute	مطلق (100٪ للمواد)
Absorbance	امتصاصية (لو ضوء نافذ إلى لو ضوء ساقط)
Absorption	امتصاص (داخل الشيء)
Abstract	ُخلاصة
Acceptor	ُمستقِبل
Activation	تنشيط
Activity	نشاط
Adapter	موفق (مختار التيار الكهربي أو الفيش)
Adduct	ناتج تفاعل اضافة (امونيا مع فلوريد بورون مثلا)
Adherent	ملاصق
Adhesive	مادة لاصقة
Adiabatic	عملية تتم دون تبادل للطاقة مع الوسط المحيط
Admittance	مقلوب المعاوقة الكهربية
Adsorbate	المادة الُممَتزه على السطح
Adsorbent	المادة المازة
Adsorption	امتصاص على السطح فقط
Aeration	تهوية (للمحاليل)
Affinity	حب - شراهة
Against	ضد
Aliphatic	هيدروكربونات مشبعة
Alkali	مادة قلوية
Alkaline	قلوي

Alkaloid	مادة عضوية لها خواص قلوية
Alkylation	عملية إضافة مجموعة الكيل
Alternatively	بالمناوبة - بدل ذلك
Amplifier	ُمكِبر (فيزياء)
Analogue	شبيه (مثال)
Analysis	تحليل
Analyst	عالم التحليل
Analyze	ُيحلل مادة
Analyzer	محلل (جهاز التحليل)
Angle	زاوية
Angular	زاوي (صفة)
Anion	أنيون (أيون سالب الشحنة)
Anode	مصعد
Apparatus	جهاز
Appendix, Appendices	ملحق ، ملاحق، في نهاية الكتاب
Approach	اقتراب نحو قاعدة معينة
Approximate ,-ly	تقريبي (بالتقريب)
Aprotic	لا يحتوي على البروتون (أيون الهيدروجين)
Aqueous	مائي
Arc	قوس (رياضيات)
Arctan	(ظآ^{1})الزاوية المقابلة للظل
Aromatic	عطري (كيمياء)
Association	تجمع – اتحاد
Assumption	افتراض
Asymmetric	غير متماثل
Athermal	عملية تتم بدون تغير كمية الحرارة
Atmosphere	جو

Atom , atomic	ذرة (ذري)
Atomize , atomizer	جهاز التحويل إلى دقائق
Attraction	تجاذب
Auxiliary	ثانوي
Average	متوسط (رياضيات)
Axial	محوري
Axis , axes	محور - مَحاور

B

Balance	ميزان
Barometer	مقياس الضغط
Base , basic	قاعدة – قاعدي
Basis	أُسس
Beaker	كأس
Beam	شعاع
Bend	ينحني
Binary	ثنائي
Boiling	غليان
Bond	رابطة
Boundary	حدودية (رياضيات)
Buffer	محلول مُنظم
Burette	ماصة

C

English	العربية
Ca	رمز عنصر الكالسيوم أو تقريبا للكميات
Calculation	حساب
Calculator	آلة حاسبة
Calorie	سعر (وحدة قياس)
Capacitance	سعة كهربية ، فيزياء
Capacity	سعة
Capillary	شعرية (للأنابيب)
Cartesian	نوع المحاور: س ص ع
Catabolism	عملية البناء الحيوي
Catalysis	الحفز (كيمياء)
Catalyst	مادة حافزة
Cathode	مهبط (كهربية)
Cation	كتيون (أيون يحمل شحنة موجبة)
Cavity	فجوة
Cell – cellular	خلية – خلوي
Cement	الأسمنت ، مادة لاصقة
Centrifuge	قوة الطرد المركزية
Certain	معين - مخصص
Characteristic	مميز، العدد البياني (رياضيات)
Circle – circular	دائرة – دائري
Circuit	دائرة كهربية
Circumference	محيط الدائرة
Co – axial	على نفس المحور
Coagulation	تخثر – تجلط
Coherent	مطابق - ملاصق
Coincident	منطبق

Concave	مقعر
Concept	رأي أو تصور
Conclusion	خاتمة
Configuration	ترتيب – تنسيق
Consist of	يتكون من
Constant	ثابت (رياضيات)
Constituent	مكون
Container	إناء
Convection	تقليب (للمحلول)
Converge	تقاربي – رياضي
Convex	محدب
Coordinates	إحداثيات (رياضيات)
Correction	تصحيح
Corrosion	تآكل (للمعادن و الصخور)
Counter	عداد – مضاد

D

Daily	يومي – كل يوم
Degree	درجة
Dehydration	نزع الماء كيميائيا
Dehydrogenation	نزع الهيدروجين
Derivation	اشتقاق للمعادلات
Deviation	انحراف
Determination	تعيين
Dissolution	ذوبان
Division	قسمة
Divisor	المقسوم عليه
Ductile	قابل للطرق والسحب
Dye	صبغة

Dynamics	علم الديناميكا
Dynamo	المولد الكهربائي
Determinant	ُمحدد (رياضيات)
Denominator	َمَقام (رياضيات)
Density – dense	كثافة – كثيف
Definition	تعريف
Details	تفاصيل
Deliquescent	متمؤ – ماص للماء
Decimal	عشاري – عشري
D.C.	تيار مستمر
Diameter	قطر الدائرة
Diagonal	قطري ، خط من الركن للركن المقابل
Distance	مسافة
Distribution	توزيع
Displacement	إزاحة (رياضيات)
Differentiation	عملية التفاضل
Differential	تفاضلي
Divide by	مقسم علي
Diffusion	انتشار
Dissociation	تفكك – تأين
Disintegration	انشطار
Dialysis	تصفية
Distillation	تقطير
Diagram	شكل هندسي
Distractive	هدام
Distortion	تشوه
Discussion	مناقشة

Diaphragm	الحجاب الحاجز
Deduce	يشتق (للمعادلات)
Domain	نطاق (رياضيات)
Di	بداية معني 2
Drop – let	قطرة –ُقَطيرة
Donor	ُمعطِي
Double	ثنائي
Doctrine	عقيدة – نظرية
Document	شهادة ، وثيقة
Dozen	دستة (درزن) ، 12 شئ
Dot – dotted	نقطة –َمنقوط
Device	جهاز
Discrete	ُمَميز – منقطع
Disc – disk	قرص
Dispersion	انتشار

E

Effect	تأثير – ظاهرة
Effervescence	فوران (للسائل)
Efficiency	كفاءة – مقدرة
Electrode	قطب كهربائي
Electricity	كهرباء
Electrolyte	الكتروليت (مادة سائلة توصل التيار الكهربي)
Elevation	ارتفاع أو زيادة
Ellipse	قطع ناقص (رياضيات)
Electrolysis	عملية التحليل الكهربائي
Emulsion	مستحلب
Emulsifier	مستحلب
Entropy	دالة من الديناميكا الحرارية و تقيس عدم النظام

Elasticity	مرونة
Eutectic	مخلوط له نهاية صغرى لدرجةالانصهار
Even	زوجي (رياضي)
Erratum – errata	غلط – غلطات طبع
Excess	زيادة
Exceed	يسبق
Exothermic	طارد للحرارة
External	خارجي
Extract	مستخلص – خلاصة
Extra	بداية بمعنى زيادة
Exponent	قوة –ُأس (رياضيات)
Equation	معادلة – مسألة
Equilibrium	اتزان
Equilibria	اتزانات
Extensive	صفة تعتمد على الكمية
energy – energetic	طاقة – طاقي (صفة)
Equation	مكافئ
Equipment	ُمِعدَة – جهاز
Essay	مقالة بحث
Essential test	اختيار ُملزِم
Evaporation	تبخر
Evolution	تصعد – تتطور
Exact	تمام أو بالضبط
Experimental	اختباري – عملي
Ect.	إلخ – هلم جرا

F

Factor	عامل
Factorial	مضروب (رياضيات)

Faraday	وحدة الفاراداي
Fast	سريع
Field	مجال – حقل
Finite	محدود
Flame	لهب
Flask	دورق
Fluid	سائل - مائع
Fluorescence	إعادة الاستشعاع (ضوء)
Flux	الفيض
Focus	بؤرة
Force	قوة (رياضيات)
Fraction	كسر (رياضيات)
Friction	احتكاك (فيزياء)
Frequency	تردد (للموجات)
Freedom	طلاقة – حرية
Fugacity	الضغط الفعال
Fundamental	أساسي - جوهري

G

Galvanic	جلفاني (للبطاريات)، متعلق بالتيار الثابت
Galvanostatic	استخدام تيار ثابت في عملية
Gap	فجوة
Gas – gaseous	غاز – غازي
Generator	مولد
Geometry	هندسة
Geometrical	هندسي
Giga	بداية تعني ألف مليون
Gradient	الميل (رياضي)
Graph – graphical	رسم – رسمي

Gravity	جاذبية
Group	مجموعة

H

Halogenation	عملية إضافة هليد
Height	ارتفاع
Hepta	سبعة (يوناني)
Heterogeneous	غير متجانس
Hexagonal	سداسي
Hint	إيماء – تلميح
Homogeneous	متجانس
Homologous	مثيل نظير
Humidity	رطوبة
Hump	سنام - قمة
Hexa	ستة
Hybrid	هجين
Hybridization	تهجين
Hydrolysis	تميؤ ، إضافة الماء كيميائيا
Hydrophobic	كارة للماء
Hydrophilic	محب للماء
Hypothesis	افتراض – تصور

I

Ice	ثلج
Ideal	مثالي
Identical	مطابق تماما
Identify	يحقق أو يتعرف على
Idioms	مصطلحات
Illustration	تمثيل (للنتائج)
Immersion	غمر (تحت سائل)

Immiscible	ممتزج (للسوائل)
Impedance	المعاوقة الكهربية للتيار المناوب
Induction	الحث الذاتي (فيزياء)
Infinite, -smal	لا نهائي ، صغير جدا
Inflection point	نقطة الرجوع (رياضيات)
Influence	تأثير
Infra red	تحت (دون) الحمراء
Instrument	جهاز
Integer, integral	عدد صحيح ، تكاملي
Integration	التكامل (رياضيات)
Intensive property	خاصية لا تعتمد على الكمية
Intercept	القاطع (رياضيات)
Interest	اهتمام
Internal	داخلي
Intersection point	نقطة التقاطع
Introduction	مقدمة
Investigation	فحص أو تحقيق
Ion	أيون (جزئ كيمائي يحمل شحنة)
Irreversible	غير عكسي (تغير ملحوظ)
Isobare	عملية تتم تحت ضغط ثابت
Isobares	عناصر لها نفس الوزن الذري
Isotopes	النظائر (ذرات عنصر لها أوزان مختلفة)
Isotones	عناصر لها نفس عدد النيترونات
Isochore	عملية تتم تحت حجم ثابت
Isoelectric point	نقطة التعادل الكهربي لحمض أميني
Isotherm	عملية تتم عند درجة حرارة ثابتة
Isotonic	محاليل متساوية الضغط الأسموزي

Isomorphism	التماثل في الشكل (للبلورات)

J

Jar	إناء
Joint	رابطة
Joule	جول – وحدة الشغل

L

L.H.S.	الطرف الأيسر (رياضيات)
Lamina	شريحة
Lattice	شبكة
Length	طول
Lenses	عدسات
Level	مستوى
Liberation	إنطاق – تحرر
Lime	جير
Liquefaction	عملية تسيل الغازات
Liquid	سائل
List	قائمة

M

Macro -	بداية بمعني كبير
Magnet – magnetic	مغنطيس – مغنطيسي
Magnetize	يمغنط
Magnification	تكبير
Magnify	يُكبر
Mantissa	الكسر في التعبير العلمي للأعداد (قبل الأس)
Match	نظير – مطابق
Material	مادة
Mathematical	رياضي (رياضيات)
Matrix – matrices	مصفوفة ، مصفوفات

Matter	مادة
Maximum	نهاية عظمي
Mean	متوسط (رياضيات)
Measurement	قياس
Mechanics	علم الميكانيكا
Mechanism	طريقة حدوث عملية
Medium – media	وسط – أوساط
Melting	انصهار
Membrane	غشاء
Meniscus	سطح
Meso	بين ، حالة وسطية
Method	طريقة
Micro -	بداية بمعني صغير
Migration	هجرة
Mineral	معدن – معدني
Minimum	نهاية صغري
Minus	علامة ناقص (طرح)
Miscibility	قابلية الامتزاج
Miscible	ممتزج
Mixture	مخلوط
Mobile – mobility	متحرك – قابلية التحرك
Model	نموذج – مثال
Molality	عدد الجزيئات في اللتر
Mole	جزئ جرامي
Molecule –molecular	جزئ – جزيئي
Moment of	عزم كذا ...
Momentum	كمية التحرك

Monoclinic	شكل ذو انحدار مائل واحد
Monotonic	اطرادي
Multiplication	عملية الضرب

N

N. B.	اختصار لملحوظة
Nano	جزء من ألف مليون
Neutral	متعادل
Neutralization	عملية التعادل
Nomenclature	تسمية
Normal – ity	عياري – عيارية
Nucleation	تكوين النواة
Nucleus – nuclei	نواة – أنوية
Numerator	البسط (رياضيات)

O

Octa	ثمانية (يوناني)
Odd number	عدد فردي
Ohm	وحدة قياس المقاومة
Operation– operator	عملية - مؤثر رياضي
Optimum	مثلي أو الأكثر مناسبة
Orbit – orbital	مدار – تحت مدار
Order	رتبة
Ordinate	محور الصادات
Ore	خام
Organic	عضوي
Orientation	توجه
Orifice	ثقب
Original	أصلي
Oscillation – oscillator	ذبذبة – مولد الذبذبات

Osmosis	الخاصية الاسموزية
Oxidant – oxidation	عامل مؤكسِد – أكس دة
Ozonolysis	عملية إضافة الاوزون

P

P. m .	بعد الظهر ، مساءا
P.S.	ملحوظة
Parabola	قطع مكافئ (رياضيات)
Parachor	خاصية للمواد الكيميائية
Paragraph	فقرة في الكتابة
Parallel	موازي
Partial	ُجزئِي ، غير كامل
Particle	جسم دقيق ، ُجسيم
Partition	تقسيم – توزيع
Paste	عجينة
Peak	قمة
Pentagon	شكل خماسي
Peptide	جزء من جزيء البروتين
Percent – percentage	النسبة المئوية
Perfect	تام – مثالي
Period – periodic	دورة – دوري
Permanent	مستديم
Permittivity	السماحية (فيزياء)
Permutations	تباديل (رياضيات)
Perpendicular to	عمودي على
Phase	الطور أو الصنف
Phenomenon, phenomena	ظاهرة (ظواهر)
Phosphorescence	عملية ترتبط بإعادة الإشعاع
Photolysis	البناء الضوئي

Photosynthesis	عملية البناء الضوئي
Physics – physical	علم الفيزياء – طبيعي
Plot	رسم –خطة
Plus	زائد (جمع)
Polar – ity	قطبي – القطبية
Polarization	استقطاب
Pole	قطب
Poly	بداية بمعني عديد
Portion	جزء
Positive – positivity	موجب – إيجابية
Potential	جهد
Practical	عملي
Precaution	احتياط
Preceding	سابق
Precipitate (ppt)	راسب
Precipitation	ترسيب
Precise – precision	دقيق – دقة
Predominate	سائد
Preparation	يحضر
Pressure	ضغط
Principle	مبدأ – قاعدة
Printed matter	مطبوعات
Prior	قبل
Prism	منشور
Probability	احتمال
Problem	مسائلة - ُمشكِلة
Product	ناتج

Profile	شكل جانبي
Program	منهج – برنامج
Progressions	المتواليات (رياضيات)
Proof	برهان – إثبات
Property	خاصية – صفة
Proportional to	يتناسب مع
Protic	يتعلق بالبروتون
Pseudo -	بداية بمعني كاذب
Pump	مضخة
Pure – purity	نقاء – نقاوة
Purify – purification	ينقي – التنقية
Pyramid	هرم
Pyrolysis	عملية التحلل الحراري

Q

Quadrant	ربع دائرة ، منقلة(هندسة)
Quadratic equation	المعادلة من الدرجة الثانية
Qualitative	كيفي
Quantitative	كمي
Quantum (quanta)	كم (جمع كم)
Quart	مكيال إنجليزي
Quarter	ربع الشيء
Question	سؤال
Quiescent	هادئ
Quotient	كسر (رياضيات)

R

R.H.S.	الطرف الأيمن (رياضيات)
Racemic mixture	مخلوط نواتج نشطة ضوئيا لمركب تلغي بعضها فيكون المخلوط عديم النشاط الضوئي

Radical	شق
Radius – radii	نصف القطر – أنصاف القطر
Rate	معدل
Ratio	نسبة
Reactance	المفاعلة (المقاومة) للتيار المتردد
Reactant	مادة متفاعلة
Reciprocal	مقلوب (رياضيات)
Rectangle	المستطيل (رياضيات)
Reductant	مادةُ مختزِلة
Reduction	الاختزال
Reference	مرجع
Reflection	انعكاس
Refractive index	معامل الانكسار
Region	منطقة
Regular	معتاد – منتظم
Reject – ion	يرفض- (يرمي) - رفض
Relation	علاقة
Repulsion	تنافر
Resistance	مقاومة (فيزياء)
Respectively	على التوالي
Results	نتائج
Reversible	عكسي (يتغير ببطء أو في خطوات كثيرة)
Right angle	زاوية قائمة
Role	دور
Root	جذر
Rule	قاعدة

S

Saccharides	سكريات

Salting out	عملية الترسيب بإضافة أملاح
Saponification	التصبن
Secondary	ثانوي
Sector	قطعة – جزء
Sequence	ترتيب
Series – serial	سلسة وسلاسل، مسلسل
Set	فئة (رياضيات)
Sigmoid	شبيه بحرف S
Sign	علامة
Similar – ity	شبيه – تشابه
Simultaneous – ly	متوافق – في نفس الوقت
Sine	جا الزاوية
Single	وحيد
Slope	الميل (رياضيات)
Soft – softness	طري – طراوة وليونة
Solar	شمسي (صفة)
Solvation – solvent	إذابة – مذيب
Sonics	علم الصوت
Sound	صوت
Source	مصدر أو أصل
Species	أنواع – توابل
Specimen	عينة
Spectrograph	مطياف
Spectroscopy	علم الأطياف
Spontaneous - ly	ذاتي أو تلقائي – ذاتيا
Square	مربع
Stability	ثبات

Stagnant	ساكن أو هادي
Standard	قياسي
Standardization	قياسية
Statics	علم الاستاتيكة
Statistics	علم الإحصاء
Stimulation	إثارة أو تنبيه
Stimulus – stimuli	منبه – منبهات
Stock solution	محلول مركز
Structure	تركيب
Sub	بداية بمعني أقل أو تحت
Sublimation	عملية التسامي
Subscript	عدد أو رمز يكتب أسفل
Subset	فئة جزئية (رياضيات)
Substance	مادة
Summary	ملخص
Substituent	مجموعة استبدالية
Sum -summation	مجموع – جمع
Supper	فوق (أعلى) - خارق
Surfactant	مادة تمتص على السطح
Surroundings	الأشياء المجاورة
Survey	عملية مسح النتائج
Susceptibility	قابلية- حساسية

T

Tangent (tan)	ظل الزاوية – المساس
Temporary	مؤقت
Tendency	ميل أو انحراف
Tension	توتر

Tertiary	ثلاثي
Therm, - al	حرارة – حراري
Thermodynamics	علم الديناميكا الحرارية
Toxic	سام
Transition , - al	انتقال – انتقالي
Translation	ترجمة
Triangle	مثلث
Triple , triply	مقدار مضاعف 3مرات
Type , typical	نوع- نوعي أو تقليدي

U

Ultimate , -ly	أخير – نهائي- أخيرا
Ultra	بداية بمعني فوق
Uncertainty principle	مبدأ الشك
Union	اتحاد

V

Vacuum	فراغ (فيزياء)
Valence	تكافؤ (التيار)
Valid	صحيح أو قانوني
Vapor	بخار
Vaporization	عملية التبخر
Variable	متغير (رياضيات)
Variation	تغير
Various	متعدد
Vector	متجه (رياضيات)
Velocity	سرعة
Versus (vs.)	ضد- مقابل
Vibrator , - al	ذبذبة – مقابل
Viscosity	لزوجة

Viscous	لزج
Voltage	وحدة قياس الجهد
volume, volumetric	حجم – قياس حجمي

W

Wax	شمع
Weight	وزن
Welding	لحام (للمعادن)
Work	شغل (فيزياء)

Y

Yeast	خميرة
Yield	نتاج أو محصول

Z

Zigzag line	خط متعّرج
Zinc	خارصين ، زنك
Zone	منطقة
Zymo -, zym-	بداية بمعني تخمير

المراجـــــع

المراجع العربية:

1- أحمد عبد العزير العويس و سليمان حماد الخويطر و عبد العزيز إبراهيم الواصل و عبد العزيز عبد الله السحيباني، **الكيمياء العامة** ، دار الخريجي، الرياض، 1996 م.

2- جوردن م بارو، **الكيمياء الفيزيائية**، ترجمة أحمد محمد عزام، دار ماجروهيل، 1982 م.

3- سليمان حماد الخويطر و عبد العزيز عبد الله السحيباني، **الثرموديناميك الكيميائي**، دار الخريجي، الرياض، 1998 م.

4- سمير مصطفى المدني، **أساسيات الكيمياء العامة**، جامعة الملك سعود- النشر العلمي و المطابع، الرياض، 1993 م.

المراجع الأجنبية :

1- Ralph H. Petruccii and William S. Harwood, **General Chemistry, Principle and Modern Applications**, Prentice-Hall, New Gersey, 1997.

2- James E. Brady and John R. Holum, **Chemistry, The study of Matter and its Changes**, Wiley, New York, 1993.

3- Petter Atkins and Loretta Jones, **Chemistry, Matter and Change**, 3rd Edition, W.H. Freedman and Co., New York, 1997.

4- James E. Brady, General Chemistry, Principles and Structure, 5th Edition, Wiley, New York, 1990.

5- David E. Goldberg, **Schaum's Outline Series, Theory and Problems of Chemistry Foundations**, International Editions, McGraw-Hill, New York, 1991.

6- James E. Brady and John R. Holum, **Fundamentals of Chemistry**, 3rd Edition, Wiley, New York, 1988.

7- Raymond Chang, **Chemistry**, 5th Edition, International Edition, McGraw-Hill, New York, 1994.

8- R. Abu-Etta, Y. Essa and A. El-Ansary, **General Chemistry**, Cairo University Press, 1998.

8- P.W. Atkins, **Physical Chemistry**, Oxford Press, Oxford, UK, 1982.

9- G.M. Barrow, **Physical Chemistry**, MacGraw-Hill, New York, USA, 1996.

10- Maurice Wahba, Hanna A. Rizk, **Introduction to Physical Chemistry**, Anglo-Egyptian, 1978.

11- Robert A. Alberty and Robert J. Silby, **Physical Chemistry**, Wiley, New York, 1992.

المحتويات